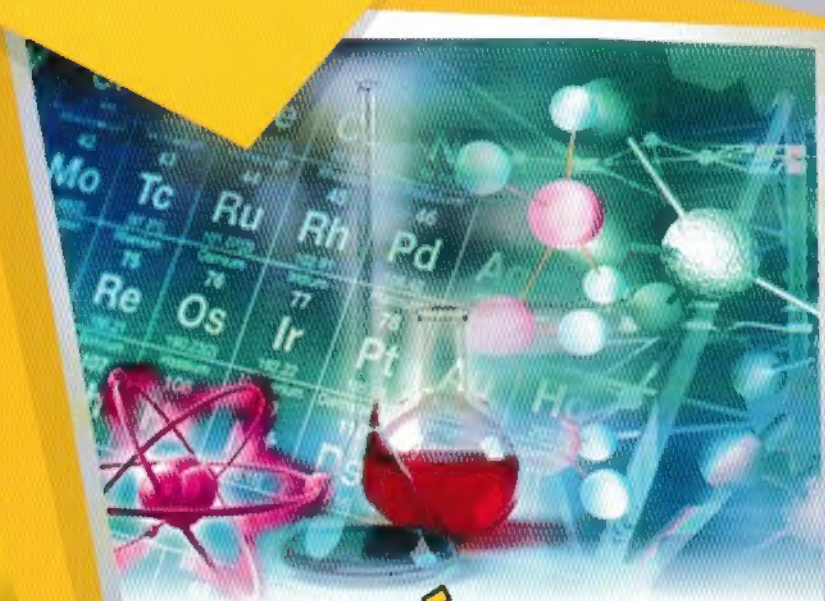
Teoría y Práctica

10

Reacciones Químicas - Estequiometría



QUÍMICA

¡Full CEPRES!
+ EXAMENES DE ADMISION

César Urquizo - Ricardo Vega

FONDO EDITORIAL RODO
Siempre competitivo

Teoría y Práctica

10

Reacciones Químicas - Estequiometría

QUÍMICA

¡Full CEPRES!
+ EXAMENES DE ADMISION

César Urquizo - Ricardo Vega

FONDO EDITORIAL
RODO
Siempre competitivo

E&M

PRESENTACIÓN

El **Fondo Editorial RODO** es un grupo educativo con formado por profesionales de experiencia que por muchos años vienen participando en el análisis y producción de textos acordes con las necesidades del sistema educativo. Conocedores de la realidad de nuestro educando que día a día nos muestra la interacción con ellos en las aulas de clase y poniendo de manifiesto nuestro compromiso como educadores hemos asumido el reto de contribuir a elevar el nivel académico de manera integral.

Continuando con la elaboración de nuestra colección con miras al ciclo académico 2016, en está oportunidad presentamos el texto teórico - práctico denominado **TEMAS SELECTOS DE QUÍMICA**, desarrollado con la gran experiencia de nuestro grupo humano. Caracterizándolo así por el rigor y la exigencia académica , ya que abarca los temas y preguntas solicitadas según la currícula de los centros preuniversitarios de las universidades más importantes del país relacionados con el curso.

Esta obra es la continuación de nuestra serie de publicaciones, caracterizada por la calidad e innovación constatada en los miles de ingresantes que han tenido como apoyo nuestras colecciones, esperando los comentarios y sugerencias las cuales sabremos aceptar

La presente serie de boletines consta de una sección teórica, donde se muestra toda la teoría referente al capítulo o capítulos mostrados en el boletín, luego se determina una sección de 100 problemas resueltos por los autores clasificados por nivel de exigencia de menor a mayor dificultad, explicados de manera clara y sencilla que servirá tanto para alumnos que recién empiezan su camino a la universidad, como alumnos de nivel avanzado, dándole nuevas alternativas de solución, luego se cuenta con 100 problemas propuestos con sus respectivas claves para que el alumno mida su nivel de comprensión respecto al capítulo con problemas de igual exigencia que la sección anterior, por último se muestra una sección de exámenes de admisión del curso en mención, con soluciones explicadas de la mejor manera.

Fondo Editorial RODO
De: Walter Z. Benitez Nuñez.

E&M

REACCIONES QUÍMICAS - ESTEQUIOMETRÍA

QUÍMICA - TEMA SELECTO 10, 2da Edición

No está permitida la reproducción total o parcial de este libro, tampoco su tratamiento informático, ni la transmisión de ninguna forma o por cualquier medio, ya sea electrónico, mecánico, por fotocopia, por registro u otros métodos, sin el permiso previo y por escrito de los titulares del copyright.

DERECHOS RESERVADOS © Octubre 2016 por
FONDO EDITORIAL RODO
de Walter Z. Benitez Nuñez

Av. Venezuela 979 Of. 205 - Breña
LIMA 05, PERÚ ☎ 424 - 6350 992 - 796104

Hecho el Depósito Legal en la Biblioteca Nacional del Perú
N°: 2016 - 14952

EQUIPO PEDAGÓGICO
César Urquizo P.
Ricardo Luis Vega Alave

DIAGRAMACIÓN, DIGITACIÓN Y GRÁFICOS
José Miguel Gallo Ballena
Claudia Gisell Llosa La Serna

IMPRESO EN PERÚ PRINTED IN PERÚ
Impreso en los Talleres Gráficos de **GRAFIC PLUS S. A. C.**
Jr. Chincha N° 434 A. H. VI ZONA LIMA - Lima 11

REACCIONES QUÍMICAS

INTRODUCCIÓN

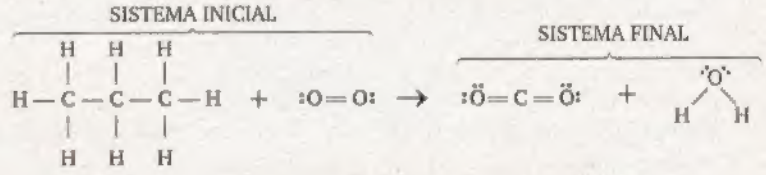
En toda reacción química se forma algún compuesto nuevo. Si un fenómeno determinado no lleva consigo la aparición de algún compuesto no ha ocurrido una reacción.

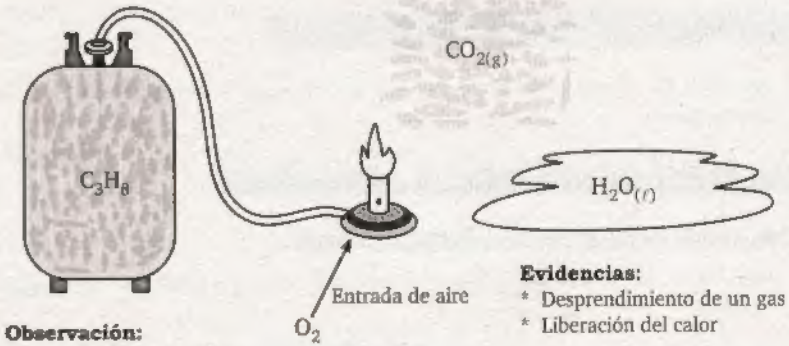
Las reacciones químicas son muy variadas y se encuentran presentes en la naturaleza; estas implican cambios en las sustancias por ejemplo: la oxidación de los metales por acción del oxígeno del aire; la hidrólisis de las grasas y los aceites por el agua, todas estas producen cambios internos y manifiestan nuevas propiedades tanto químicas como físicas.

CONCEPTO

Es un fenómeno químico donde se produce la ruptura de enlaces y la formación de nuevos enlaces, formando nuevas sustancias. Loa átomos conservan su identidad ya que solo existe un reacomodo de los átomos. La cantidad de átomo se conservan.

Ejemplo: La combustión del propano (C_3H_8).





Observación:
Se produce la combustión con el oxígeno del aire.

Evidencias:
* Desprendimiento de un gas
* Liberación del calor

E&M

ECUACIÓN QUÍMICA

Es la expresión matemática de una reacción química usando símbolo y fórmulas. Donde se especifica la parte cualitativa y cuantitativa de los reactantes y productos.

Ejemplo: De la reacción anterior.

$$\underbrace{C_3Hg_{(g)} + 5O_{2(g)}}_{\text{Reactantes}} \longrightarrow \underbrace{3CO_{2(g)} + 4H_2O_{(\ell)}}_{\text{Productos}}$$

1, 5, 3, 4: Coeficientes de la reacción

Sentido de la reacción

EVIDENCIAS DE UNA REACCIÓN QUÍMICA

La ocurrencia de una reacción química en forma natural trae consigo cambios evidentes que se puede percibir a través de nuestros sentidos.

- Cambio de color y aparición o desaparición de sabor y olor (Propiedades organolépticas).
  Ejemplo: La oxidación de un clavo de hierro, putrefacción de frutas y alimentos.

- Variación de la temperatura del sistema (cambio térmico)
  Ejemplo: Los procesos de combustión liberan gran cantidad de energía calorífica.

- Liberación de un gas
  Ejemplo: Reacción entre el bicarbonato de sodio con vinagre (ácido acético), reacción entre el ácido clorhídrico (HCl) y un metal como el Zinc (Zn) producen $H_{2(g)}$

- Formación de precipitados (sólidos insolubles)
  Ejemplo: Cuando se combina NaCl y $AgNO_3$ acuoso se forma $AgCl_{(s)}$ insoluble en el agua y $NaNO_3$ soluble en el agua.

CLASIFICACIÓN DE LAS REACCIONES QUÍMICAS

Existe una gran cantidad de reacciones químicas las cuales podemos agrupar de acuerdo a los siguientes criterios:

POR LA FORMA COMO SE ORIGINAN LOS PRODUCTOS

1. Reacción de Combinación (Síntesis o Adición)

Reaccionan dos o más sustancias (ya sean elementos o compuestos) para producir una sustancia.

$$A + B \longrightarrow C$$

Ejemplos:

- $2H_{2(g)} + O_{2(g)} \longrightarrow 2H_2O_{(\ell)}$: Síntesis de Lavoisier
- $N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \rightleftharpoons 2NH_{3(g)}$: Síntesis de Haber - Bosch

2. Reacción de Descomposición

A partir de un compuesto se puede formar dos o más sustancias químicas

$$AB \xrightarrow{\text{Energía}} A + B$$

Ejemplos:

- $2NaCl_{(\ell)} \xrightarrow{\text{Corriente eléctrica}} 2Na_{(\ell)} + Cl_{2(g)}$: Electrólisis
- $H_2O_2 \xrightarrow{\text{Luz}} H_2O + O_2$: Fotolisis
- $2KClO_{3(s)} \xrightarrow{\Delta} 2KCl_{(s)} + 3O_{2(g)}$: Pirolisis

  Δ :Calor absorbido

3. Reacción de Simple Desplazamiento (Sustitución Única)

Cuando un elemento de mayor reactividad reemplaza a otro se encuentra formando parte de un compuesto químico.

$$A + BC \longrightarrow AC + B$$

Donde: Elemento A es más activo que el elemento B

- Un metal sustituye a un catión metálico en su sal o al hidrógeno en un ácido, esta de acuerdo a su actividad química.

  Li > K > Ba > Ca > Na > Mg > Al > Zn > Fe > Cd > Ni > Sn > Pb > (H) > Cu > Hg > Ag

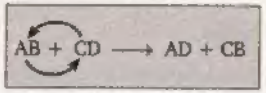
  Ejemplo: $Zn_{(s)} + AgNO_{3(ac)} \longrightarrow Zn(NO_3)_{2(Ac)} + Ag_{(s)}$

- Un no metal sustituye a un anión no metálico en su sal o ácido. Para halógenos la actividad química: $F_2 > Cl_2 > Br_2 > I_2$

  Ejemplo: $Cl_{2(g)} + NaBr_{(ac)} \longrightarrow NaCl_{(ac)} + Br_{2(l)}$

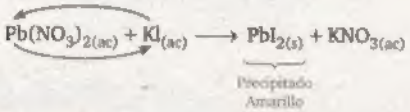
4. Reacción de Doble Desplazamiento (Metátesis)

Es aquella reacción en la cual dos elementos en dos compuestos diferentes intercambian posición. Generalmente los reactantes están en solución acuosa.



Ejemplos:

- Reacción de precipitación:



- Reacción de Neutralización: Ácido + Hidróxido → Sal + H_2O

$HCl_{(ac)} + NaOH_{(ac)} \longrightarrow NaCl_{(ac)} + H_2O_{(\ell)}$

SEGÚN LA VARIACIÓN DE ENERGÍA

CONCEPTOS PREVIOS

- **ENTALPÍA (H)**

Es una variable termodinámica que cuantifica la cantidad de calor que tiene una sustancia. Es una propiedad extensiva (depende de la masa). Su símbolo es H y si se mide a 25 °C y P = 1 atm. se le llama estándar ($\overset{\circ}{H}$)

	H°_f (kJ / mol)
CO	–110,4
CO_2	–393,5
O_2	0
H_2O	–285,5

- **ENERGÍA DE ACTIVACIÓN (Ea)**

Es la energía necesaria mínima que absorben los reactantes para romper todos los enlaces (energía positiva). Se puede determinar la energía del complejo activado menos la energía de los reactantes.

- **COMPLEJO ACTIVADO (CA)**

Es el estado energético en el que los átomos libres presentan alta energía y son inestables. Se empiezan a formar nuevos enlaces.

- **CALOR DE REACCIÓN Q ΔH**

Es la variación de energía, el cual puede ser liberada o absorbida, se determina restando la entalpía de los productos menos la entalpía de los reactantes.

$$\Delta H = H_{productos} - H_{reactantes}$$

1. Reacción Exotérmica (ΔH < 0)

Reacción en donde hay una pérdida neta de energía, debido a que la energía de los productos es menor respecto a los reactantes.
Este tipo de reacción se representa por:

$$A + B \longrightarrow C + D + Q$$

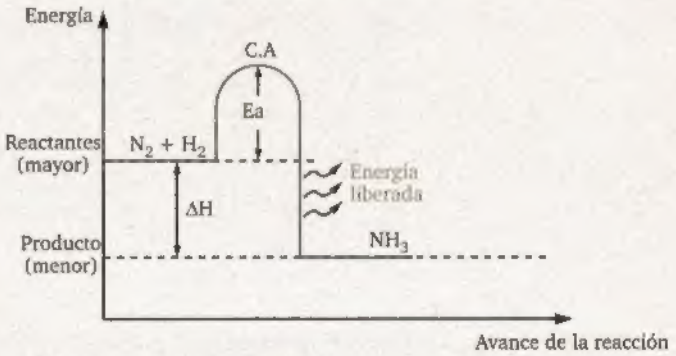


Gráfico de una reacción exotérmica.

Formas de expresar una reacción exotérmica.

- $N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \longrightarrow NH_{3(g)} + Q$
- $N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \longrightarrow NH_{3(g)} \qquad \Delta H < 0$

$$E_p < E_R$$

$$\Delta H < 0$$

Donde:

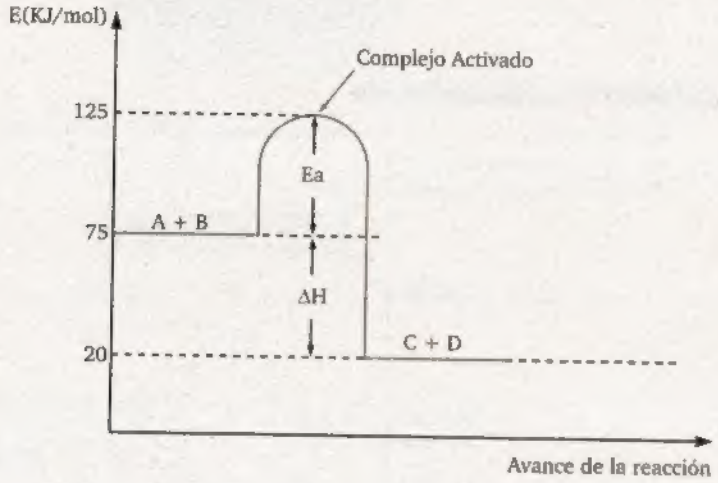
C.A : Complejo activado
Ea : Energía de activación
ΔH : Entalpía o calor de reacción

ΔH: Energía de Productos – Energía de Reactantes

$$\Delta H = E_p - E_R$$

Ejemplo: Se tiene la siguiente reacción química:

$$A + B \longrightarrow C + D$$



Entonces se puede afirmar:

- La energía de activación es:

$$E_A = 125 - 75 = 50\ KJ/mol$$

- La entalpía de reacción es:

$$\Delta H: \underbrace{E_P}\ - \underbrace{E_R}$$

$$\Delta H: 20 - 75 = -55\ KJ/mol$$

- La energía del complejo activado es:

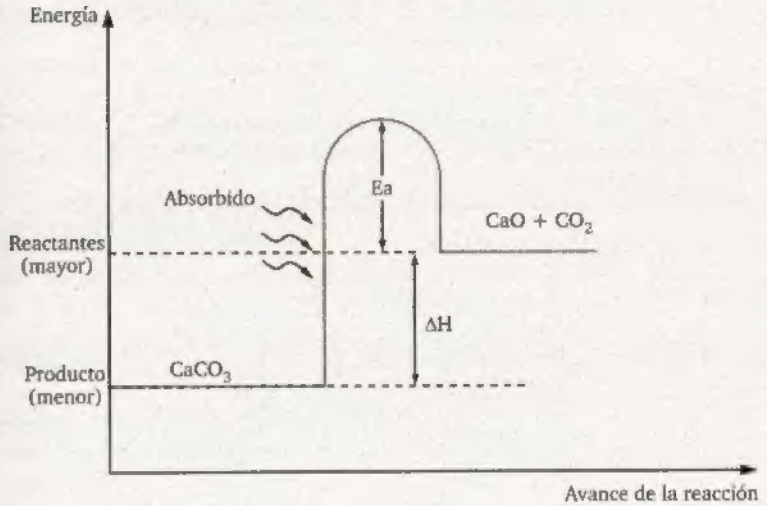
$$E_{CA} = 125\ KJ/mol$$

2. Reacción Endotérmica (ΔH > 0)

Reacción que absorbe energía por lo tanto la energía de los productos es mayor al de los reactantes.

Este tipo de reacción se representa por:

$$A + B + Q \longrightarrow C + D$$



Gráfica de una reacción endotérmica.

Formas de representar una reacción endotérmica.

Se puede representar:

$$CaCO_3 + Q \longrightarrow CaO + CO_2$$

$$CaCO_3 \longrightarrow CaO + CO_2$$

$$\Delta H = +$$

Donde: C.A: Complejo activado

Ea: Energía de activación

Se cumple: ΔH $\Delta H > 0$

$$\Delta H = E_P - E_R$$

$$E_P > E_R$$

POR LA VARIACIÓN DEL ESTADO DE OXIDACIÓN (E.O)

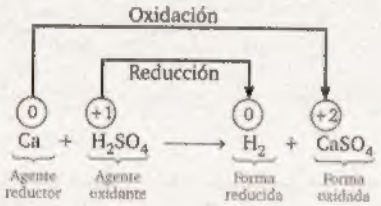
1. Reacción Redox

Son aquellas que ocurren mediante transferencia de electrones, es decir hay átomo que pierden electrones (oxidación) y átomo que gana electrones (reducción). En forma práctica:

Reducción	Oxidación
Se gana electrones	Se pierde electrones
E.O. disminuye	E.O. aumenta
La sustancia que se reduce se denomina AGENTE OXIDANTE	La sustancia que se oxida se denomina AGENTE REDUCTOR

Donde: E.O.: Estado de oxidación

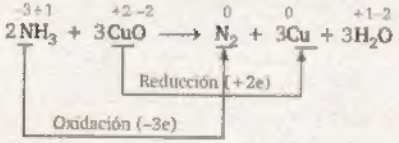
Ejemplo:



TIPOS DE REACCIONES REDOX:

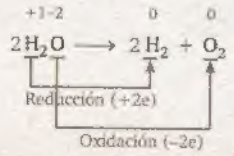
A. Redox intermolecular: Cuando el elemento que se oxida y se reduce está en especies químicas diferentes.

Ejemplo:



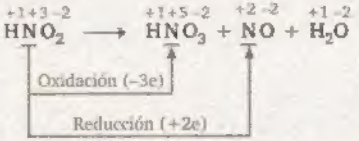
B. Redox intramolecular: Cuando en una misma especie química se encuentra los elementos que se oxidan y se reducen.

Ejemplo:



C. Redox de dismutación o desproporción: También se denomina desproporción o auto-redox, ocurre cuando una misma especie química se oxida y reduce a la vez.

Ejemplo:



2. Reacción No Redox

Aquella reacción donde ningún átomo cambia de estado de oxidación.

Ejemplo:

BALANCE DE ECUACIONES

Es el proceso que consiste en igualar el número de átomos de cada elemento químico en reactantes y productos, sirve para hacer cumplir la ley de la conservación de la masa.

MÉTODOS

1. Método de tanteo o simple inspección

Se efectúa por simple inspección visual, en ecuaciones cortas, es recomendable seguir el siguiente orden.

ORDEN	1er	2do	3er	4to
ELEMENTOS	Metal	No Metal ≠ H y O	H	O

Ejemplo: $Fe + H_2O \longrightarrow Fe_2O_3 + H_2$

Balancear e indicar la suma de coeficientes.

Solución: $2Fe + 3H_2O \longrightarrow Fe_2O_3 + 3H_2$

$\therefore \sum coef. = 2 + 3 + 1 + 3 = 9$

2. Método de los coeficientes indeterminados

Procedimiento:

- Cumplir condición: # componente – # elementos = 1
- Asignar coeficientes literales a la ecuación.
- Plantear las ecuaciones de balance.
- Dar un valor a una variable y se resuelve el sistema de ecuaciones.
- Multiplicar a todos los coeficientes por el M.C.M. de los denominadores.

E&M

Ejemplo: Balancear la siguiente ecuación:

$$I_2 + NHO_3 \longrightarrow HIO_3 + NO + H_2O$$

Solución:

$$AI_2 + BNHO_3 \longrightarrow CHIO_3 + DNO + EH_2O$$

Planteo de ecuaciones:

I : $2A = C$ .....(α)
N : $B = D$ .....(β)
H : $B = C + 2E$ .....(γ)
O : $3B = 3C + D + E$ .....(ψ)

Se asigna a: $\boxed{B = 1}$

En (β): $D = 1$

En (γ): $1 = C + 2E$ .....(1)

En (ψ): $3(1) = 3C + 1 + E$

$\Rightarrow 2 = 3C + E$ .....(2)

Resolviendo (1) y (2):

$$\begin{array}{l} 1 = C + 2E \\ (2 = 3C + E) \times 2 \end{array} \quad \overset{(-)}{}$$

$$3 = 5C \Rightarrow C = \frac{3}{5}\ ;\ E = \frac{1}{5}$$

En (α): $2A = \frac{3}{5} \Rightarrow A = \frac{3}{10}$

Finalmente a todos por M.C.M. de los denominadores × 10

$$A = \frac{3}{10} \times 10 = 3 \qquad B = 1 \times 10 = 10 \qquad C = \frac{3}{5} \times 10 = 6$$

$$D = 1 \times 10 = 10 \qquad E = \frac{1}{5} \times 10 = 2$$

$\therefore\ A = 3;\ B = 10;\ C = 6;\ D = 10;\ E = 2$

3. Método Redox

Se aplican a ecuaciones que no son tan simples, donde existe reducción y oxidación. Seguir los siguientes pasos:

- Se determina el estado de oxidación de cada átomo, para identificar la oxidación y la reducción.
- Balancear independientemente la reducción y la oxidación; primero en masa (igualando en número de átomos) y luego en carga (número de electrones ganados o perdidos).
- Igualar el número de electrones ganados y perdidos, para lo cual se multiplican las semi-reacciones por cierto número entero mínimo apropiado; así se determinan los coeficientes.
- Se termina el balance por tanteo, siguiendo el orden establecido en dicho método, éste último paso es necesario, porque los elementos que no sufren el cambio en el estado de oxidación. Normalmente no están balanceados.

Ejemplo: Balancee la ecuación:

$$H_2SO_4 + NH_3 \longrightarrow HNO_3 + S + H_2O$$

Solución:

$$\overset{+6}{4H_2SO_4} + \overset{-3}{3NH_3} \longrightarrow \overset{+5}{3HNO_3} + \overset{0}{4S} + 7H_2O$$

Ox(−8e⁻) × 3

Red(+6e⁻) × 4

Por tanteo

Donde:
- # e⁻ (Transferidos) = 24 e⁻
- Coeficiente del agente reductor = 3

Reactantes	Agente Oxidante	Aquella sustancia que se reduce, gana e⁻.
	Agente Reductor	Aquella sustancia que se oxida, pierde e⁻.
Productos	Forma Oxidada	Sustancia que se produce luego de la oxidación.
	Forma Reducida	Sustancia que se produce luego de la reducción.

4. Método del ión – electrón

La mayor parte de las reacciones que ocurren en el laboratorio, se realizan en disolución acuosa, en estas hay presencia de iones, esta pueda ser en medio ácido (H^+) o en medio básico (OH^-). Para balancear estas ecuaciones se debe seguir el procedimiento.

- **Balanceo en medio ácido:**

Ejemplo: Balancear la ecuación en medio ácido:

$$Cr_2O_7^{-2} + Fe^{+2} \longrightarrow Cr^{+3} + Fe^{+3}$$

a) Balancear por redox la ecuación:

$$\underset{\text{Reducción (+3e)}}{Cr_2O_7^{-2}} + \underset{\text{Oxidación (-1e)}}{Fe^{+2}} \longrightarrow Cr^{+3} + Fe^{+3}$$

Planteo de semireacciones:

$$\begin{array}{l} Cr_2^{+6} + 3e \longrightarrow 2Cr^{+3} \quad \text{: Reducción} \\ \times 6\,(Fe^{+2} - 1e \longrightarrow Fe^{+3}) \quad \text{: Oxidación} \end{array}$$

$$Cr_2^{+6} + 6Fe^{+2} \longrightarrow 6Fe^{+3} + 2Cr^{+3}$$

La ecuación balanceada por redox es:

$$Cr_2O_7^{-2} + 6Fe^{+2} \longrightarrow 6Fe^{+3} + 2Cr^{+3}$$

E&M

b) El balance de oxígeno se realizará con moléculas de agua y el de hidrógeno con H^+

Donde falta	Donde sobra
nH_2O	$2nH^+$

En la ecuación: $\underbrace{Cr_2O_7^{-2}}_{\text{Sobra 7 "O"}} + 6Fe^{+2} \longrightarrow \underbrace{6Fe^{+3} + 2Cr^{+3}}_{\text{Falta 7 "O"}}$

$+14H^+$ $\quad$ $+7H_2O$

⇨ La ecuación balanceada en medio ácido:

$$Cr_2O_7^{-2} + 6Fe^{+2} + 14H^+ \longrightarrow 6Fe^{+3} + 2Cr^{+3} + 7H_2O$$

- **Balanceo en medio básico:**

Ejemplo: Balancear la siguiente ecuación en medio básico:

$$Al + NO_3^- \longrightarrow Al^{+3} + NO$$

a) Balancear por redox la ecuación:

$$\overset{0}{Al} + \overset{+5\ -2}{NO_3^-} \longrightarrow Al^{+3} + \overset{+4\ -2}{NO_2}$$

Oxidación (-3e)

Reducción (+1e)

Planteo de semireacciones:

$$Al \quad -3e \longrightarrow Al^{+3} : \text{Oxidación}$$

$$\times 3\left(N^{+5} + 1e \longrightarrow N^{+4}\right) : \text{Reducción}$$

$$Al + 3N^{+5} \longrightarrow Al^{+3} + 3N^{+4} \qquad \#\,e^- \text{ transferidos} = 3$$

La ecuación balanceada por redox es:

$$Al + 3NO_3^- \longrightarrow Al^{+3} + 3NO_2$$

b) El balance de oxígeno se realizará con moléculas de agua y el de OH^-

Donde falta	Donde sobra
$2n(OH)^-$	nH_2O

En la ecuación: $Al + 3NO_3^- \longrightarrow Al^{+3} + 3NO_2$

Hay: $\underbrace{\text{"9 oxígenos"}}_{\text{Sobra 3 "O"}}$ $\quad$ $\underbrace{\text{"6 oxígenos"}}_{\text{Falta 3 "O}}$

$+3H_2O$ $\quad$ $+6OH^-$

⇨ La ecuación balanceada en medio básico es:

$$Al + 3NO_3^- + 3H_2O \longrightarrow Al^{+3} + 3NO_2 + 6OH^-$$

ESTEQUIOMETRÍA

INTRODUCCIÓN

Casi la totalidad de los materiales que empleamos de forma doméstica o en nuestros centros de labores: papeles, pinturas y tintas, jabones y detergentes, aromatizadores, recipientes de vidrio y plásticos, etc. se han obtenido a partir de reacciones químicas ya sea a escala pequeña o a nivel industrial, es importante entonces conocer no solo los tipos de reacciones químicas con la cual se obtienen estos productos sino también las cantidades específicas de las sustancias involucradas en estas relaciones (materias primas), para de esta forma reducir los costos y aumentar los rendimientos todo esto unido a un cuidadoso estudio de impacto ambiental. La estequiometria se encarga de estos aspectos cuantitativos a nivel de reacciones químicas, por lo tanto este capítulo no solo es de importancia para los futuros ingenieros químicos e industriales si no también para aquellos estudiantes que les interesa saber el origen de los productos que emplea y/o consume.

CONCEPTO

La estequiometria es aquella parte de la química general que se encarga del estudio de las relaciones cuantitativas de todas las especies que participan en una reacción química, con la finalidad de desarrollar los cálculos químicos, relacionados principalmente con la masa y el volumen.

RELACIONES ESTEQUIOMÉTRICAS

Llamados también leyes estequiometricas, son aquellas relaciones matemáticas que se establecen entre las sustancias que participan en una reacción química, luego que la ecuación química se encuentra balanceada. Se conocen dos tipos de estas relaciones:

LEYES PONDERALES

Se aplica para cálculos relacionados con la masa, tenemos:

1. Ley de Conservación de Masa

Fue establecido por el químico francés Antoine Lavoisier en el año 1789, presenta el siguiente enunciado: "En toda reacción química la masa total de las sustancias que reaccionan es igual a la masa total de los productos que se obtienen a partir de esta reacción, la masa se conserva ya que esta no se crea ni se destruye solo se transforma"; es decir no hay aumento o pérdida de masa durante un cambio químico.

Esta ley le dio el rango de ciencia experimental a la química, ya que los experimentos llevados a cabo presentan un cuidadoso control de las mediciones y el amplio uso de la balanza.

Para explicar la validez de esta ley tomamos como ejemplo, la reacción de síntesis del agua comúnmente llamado "síntesis de Lavoisier", cuya ecuación balanceada es:

REACCIÓN	$2\,H_{2(g)} + O_{2(g)} \longrightarrow 2\,H_2O_{(\ell)}$		
RELACIÓN MOLES	2	1	2
RELACIÓN MASAS	2 (2g)	1 (32g)	2 (18g)
CONSERVACIÓN MASAS	36g		36g

- La proporción de moles con la que se combinan los reactantes y se obtiene el producto está en función a los coeficientes de la ecuación balanceada.
- Las masas de reactantes y productos se obtienen al convertir las moles a gramos, tendiendo en cuenta las masas atómicas (M.A) y moleculares ($\overline{M}$)
- Al final se observa que la suma de las masas de los reactantes es (36g) lo cual es igual a la masa del producto (36g), en general se cumple:

$$\sum \text{masas (reactantes)} = \sum \text{masa (productos)}$$

Tomamos ahora como ejemplo la reacción de combustión completa del gas metano (CH_4), cuya ecuación balanceada es:

REACCIÓN	$CH_{4(g)} + 2\,O_{2(g)} \longrightarrow CO_{2(g)} + 2\,H_2O_{(\ell)}$			
RELACIÓN MOLES	1	2	1	2
RELACIÓN MASAS	(16g)	2(32g)	(44g)	2(18g)
CONSERVACIÓN MASAS	80g		80g	

2. Ley de Proporciones Definidas

Fue establecido por el químico francés Joseph Proust en el año 1799, presenta el siguiente enunciado: "En la formación de un compuesto determinado, los elementos que lo conforman se combinan siempre en proposiciones en masa fija o invariable, prescindiendo del origen y modo de preparación del compuesto.

Con esta ley se realizan los cálculos propiamente dichos, por ejemplo consideremos la reacción de oxidación del hierro (PA = 56), cuya ecuación balanceada es:

REACCIÓN	$4\,Fe_{(s)} + 3\,O_{2(g)} \longrightarrow 2\,Fe_2O_{3(s)}$		
RELACIÓN MOLES	4	1	2
RELACIÓN MASAS	4(56g)	3(32g)	2(160g)
CONSERVACIÓN MASAS	224g	96g	320g

Por lo tanto la proporción definida para las masas de las sustancias involucradas es:

$$\frac{m_{Fe}}{224} \quad \frac{m_{O_2}}{96} \quad \frac{m_{Fe_2O_3}}{320}$$

$1H_2 + 1O_2 \longrightarrow 2H_2O$			
2 mol	1 mol	2 mol	Relación de moles
4 mol	2 mol	4 mol	Proust
0,6 mol	0,3 mol	0,6 mol	
3,2 mol	1,6 mol	3,2 mol	
4 g	32 g	36 g	Relación Ponderal
1 g	8 g	9 g	Proust
8 Kg	64 Kg	72 Kg	
0,6 Ton	4,8 Ton	5,4 Ton	
0,5 mg	4 mg	4,5 mg	

Con esto se puede desarrollar problemas como:

Problema 1: Si se produce la oxidación de 280g de hierro. ¿Qué masa de óxido se obtiene?

Para hallar la respuesta solo tomamos como referencia la proporción entre el dato y la incógnita, es decir entre el hierro y el óxido obviando al oxígeno que se supone participa con la masa justa:

$$\frac{m_{Fe}}{224} = \frac{m_{Fe_2O_3}}{320}$$

Como la masa del hierro es el dato, reemplazando, tenemos:

$$\frac{280g}{224} = \frac{m_{Fe_2O_3}}{320}$$

Luego la masa de óxido formado es:

$$m_{Fe_2O_3} = 400g$$

Debemos tener presente que este problema como casi todos, también se puede resolver a partir de una regla de tres simple:

224 g Fe ——— 320 g Fe_2O_3 : reacción química

280 g Fe ——— m : dato del problema

Luego la masa (m) de óxido formado es:

$$m = \frac{280 \times 320}{224} = 400\ g\ Fe_2O_3$$

E&M

Problema 2: ¿Qué masa de oxígeno (O_2) es necesario emplear para oxidar al hierro, de tal forma que se produzca 1200g de óxido?

Empleando la proporción entre el oxígeno y el óxido, tenemos:

$$\frac{m_{O_2}}{96} = \frac{m_{Fe_2O_3}}{320}$$

Como la masa del óxido es el dato, reemplazando tenemos:

$$\frac{m_{O_2}}{96} \quad \frac{1200g}{320}$$

Luego la masa de oxígeno (O_2) empleado es:

$$m_{O_2} = 360g$$

Para el mismo problema aplicando la regla de tres simple, tenemos:

$$96\,g\,O_2 \text{ ———— } 320\,g\,Fe_2O_3 \text{ : reacción química}$$

$$m \text{ ———— } 1200\,g\,Fe_2O_3 \text{ : dato del problema}$$

Luego la masa (m) de oxígeno empleado es:

$$m = \frac{1200 \times 96}{320} = 360\,g\,O_2$$

Si se quiere acelerar los cálculos, la proporción definida se puede establecer directamente a partir de los coeficientes de cada una de las sustancias en la ecuación balanceada, ya que estos coeficientes representan moles los cuales se pueden convertir a masa empleando las masas atómicas y moleculares

Problema 3: Para producir hidróxido de sodio NaOH (M = 40) se lleva a cabo la siguiente reacción química:

$$Na_{(s)} + H_2O_{(\ell)} \longrightarrow NaOH_{(ac)} + H_{2(g)}$$

Si en este proceso se libero 20g de gas hidrógeno (H_2) ¿Qué masa de hidróxido de sodio se produjo?

Solución: La ecuación balanceada del proceso es:

$$2\,Na_{(s)} + 2\,H_2O_{(\ell)} \longrightarrow 2\,NaOH_{(ac)} + H_{2(g)}$$

Se observa la proporción molar del hidróxido de sodio y del hidrógeno (incógnita y dato) de 2 a 1, por lo que la proporción definida para sus masas es:

$$\frac{m_{NaOH}}{2 \times 40} = \frac{m_{H_2}}{1 \times 2}$$

El dato es la masa del gas hidrógeno (H_2), reemplazando tenemos:

$$\frac{m_{NaOH}}{2 \times 40} \quad \frac{20g}{1 \times 2}$$

Luego la masa del hidróxido de sodio formado es:

$$m_{NaOH} = 80\,g$$

3. Ley de Proporciones Múltiples

Fue establecido por el químico inglés John Dalton en el año 1804, presenta el siguiente enunciado: "cuando dos elementos diferentes se combinan para formar diferentes compuestos, las masas de los elementos que se combinan lo hacen en una relación de números enteros de pequeña magnitud".

Por ejemplo el elemento azufre (M.A=32) al combinarse con el oxígeno (M.A=16) puede formar tres óxidos cuya composición en términos de masa es:

$$S_{(s)} + O_{2(g)} \longrightarrow \begin{cases} SO_{(g)} & m_S = 32\,g & m_O = ①\times 16\,g \\ SO_{2(g)} & m_S = 32\,g & m_O = ②\times 16\,g \\ SO_{3(g)} & m_S = 32\,g & m_O = ③\times 16\,g \end{cases}$$

Se observa la proporción de números enteros sencillos: 1, 2 y 3 para las masas del oxígeno

4. Ley de Proporciones Reciprocas

Fue enunciado por los fisicoquímicos J. Richter y C. Wenzel en el año 1792, presenta el siguiente enunciado: "Cuando dos elementos distintos se combinan con otro en común cuya masa es constante, se cumple que las masas de los dos primeros al combinarse entre sí representan una proporción definida".

Esta ley se aplica para predecir la proporción en masa entre dos sustancias que no se pueden combinar directamente, por ser su reacción muy compleja o costosa.

Tomenos como ejemplo la reacción del calcio y el carbono con el hidrógeno

$$2\,Ca_{(s)} + 2\,H_{2(g)} \longrightarrow 2\,CaH_{2(s)}$$
$$(2\times 40g) — (2\times 2g)$$

$$C_{(s)} + 2\,H_{2(g)} \longrightarrow CH_{4(g)}$$
$$(1\times 12g) — (2\times 2g)$$

Como la masa del gas hidrógeno en ambas reacciones es constante, se cumple que la masa del calcio y el carbono representan una proporción definida

$$2\,Ca_{(s)} + C_{(s)} \longrightarrow Ca_2C_{(s)}$$
$$(2\times 40g) — (1\times 12g)$$

E&M

LEYES VOLUMÉTRICAS

Se aplica para realizar cálculos relacionados con los volúmenes de los gases.

5. Ley de Volúmenes de Combinación

Fue establecido por el fisicoquímico francés Joseph Gay - Lussac en el año 1808, presenta el siguiente enunciado: "A iguales condiciones de presión y temperatura los volúmenes de los gases que participan en una reacción química se encuentran en una relación de números enteros sencillos, los cuales son proporcionales sus coeficientes estequiometricos".

Esta ley se aplica solo a aquellas reacciones donde participen gases, no siendo valida para sólidos y líquidos.

Por ejemplo consideremos la reacción de síntesis del amoníaco (NH_3) comúnmente llamado "síntesis de Haber", cuya ecuación balanceada es:

REACCIÓN	$N_{2(g)} + 3\,H_{2(g)} \longrightarrow 2\,NH_{3(g)}$		
MOLES	1 mol	3 mol	2 mol
VOLÚMENES	1	3	2

La proporción definida en términos de volúmenes es:

$$\frac{V_{N_2}}{1} = \frac{V_{H_2}}{3} = \frac{V_{NH_3}}{2}$$

PARÁMETROS QUE INFLUYEN EN LOS CÁLCULOS

PUREZA DE LAS MUESTRAS

Se debe tener presente que solo la parte pura de los reactivos forma los productos deseados, en los problemas la pureza se indica en términos de porcentajes ya sea en masa o volumen.

EQUIDAD DE LAS UNIDADES

Por lo general los cálculos estequiometricos son de los tipos: masa - masa y volumen - volumen, pero también existen cálculos del tipo masa - volumen o viceversa para los cuales se requieren las siguientes relaciones de conversión de masa a volumen o de volumen a masa:

- Para sólidos y líquidos, se emplea la densidad (m/V).
- Para los gases, se emplea la ecuación universal de gases ideales (PV = nRT) o la relación de condiciones normales (CN)

REACTIVO LIMITANTE (RL)

Cuando se desarrolla operaciones donde se tienen como datos las cantidades de mas de un reactante, se debe identificar al reactivo limitante que es aquel reactante que se consume de forma completa, mientras que los otros quedan en exceso (reactivos en exceso), la cantidad límite de producto a obtenerse se determina a partir del reactivo limitante el cual se identifica a partir de la siguiente relación.

$$R = \frac{\text{cantidad dato}}{\text{cantidad reacción}}$$

Se calcula esta relación "R" para cada reactante dato y el menor valor de este cociente representa el reactivo limitante.

RENDIMIENTO

Llamado también eficiencia de reacción química, nos indica el grado de eficacia con la cual se desarrolla una reacción química, siendo esto útil para conocer la cantidad real de producto obtenido, se determina según:

- **RENDIMIENTO TEÓRICO.** No se considera pérdidas del proceso, proceso perfecto, su valor es el 100%, se determina a través de las cantidades teóricas
- **RENDIMIENTO REAL.** Se considera pérdidas del proceso, proceso real, su valor es menor al 100%, se determina a partir de las cantidades dato

$$\text{Cantidad Teórica} > \text{Cantidad Dato (Real)} \qquad \text{Rendimiento Teórico} > \text{Rendimiento Real}$$

$$\%\,\text{Rend.} = \frac{\text{cantidad real}}{\text{cantidad teórica}} \times 100$$

CONTRACCIÓN VOLUMÉTRICA (CV)

Para las reacciones donde participan gases, nos indican en que grado (fracción) se reduce el volumen de los reactivos gaseosos al formar los productos también gaseosos, se determina según:

$$CV = \frac{\sum \text{coef (reactantes)} - \sum \text{coef (productos)}}{\sum \text{coef (reactantes)}}$$

Dichos coeficientes corresponden solo a las sustancias gaseosas.

* Si la contracción tiene signo: positivo: contracción volumétrica.
  negativo: expansión volumétrica.

MASA EQUIVALENTE (m-Eq)

La masa equivalente de una sustancia representa su masa de combinación química, es decir aquella porción de masa con la que se establece una proporción definida. Técnicamente se define como la parte en masa de una sustancia que se combina con 8 unidades de masa del elemento oxígeno, una unidad de masa del elemento hidrógeno o 35,5 partes de cloro; siendo el hidrógeno, el oxígeno y el cloro los patrones de referencia.

La masa equivalente corresponde a una propiedad química por lo tanto intensiva, siendo además adimensional, es decir no posee unidades. En general su valor se determina según

$$m\ Eq_x = \frac{M.A._x}{\theta} \quad \frac{\bar{M}_x}{\theta}$$

Se emplea la masa atómica (M.A) o la masa molecular ($\bar{M}$) dependiendo el tipo de sustancia, el término "θ" se conoce como parámetro de combinación el cual depende de la naturaleza química de la sustancia "x" y del proceso donde participe, tenemos

- **Procesos que involucran reacciones no redox:**

SUSTANCIA	PARÁMETRO DE COMBINACIÓN
Elemento químico	θ = valencia
Hidróxido	θ = número de iones OH^- liberados o sustituidos.
Ácido	θ = número de iones H^+ liberados o sustituidos.
Sal y óxido básico	θ = carga neta del catión

Ejemplo: Hallar las masas equivalentes de las siguientes especies:

- Los elementos calcio (M.A=40) y oxígeno (M.A=16) ambos con valencia 2:

$$m\text{-}Eq(Ca) = \frac{M.A}{\theta} = \frac{40}{2} = 20$$

$$m\text{-}Eq(O) = \frac{M.A}{\theta} = \frac{16}{2} = 8$$

- El hidróxido de aluminio $Al(OH)_3$ ($\bar{M} = 78$), el cual puede liberar 3 iones OH^-:

$$m\text{-}Eq = \frac{\bar{M}}{\theta} = \frac{78}{3} = 26$$

- El ácido sulfúrico H_2SO_4 ($\bar{M} = 98$) el cual puede liberar 2 iones H^+:

$$m\ Eq \quad \frac{\bar{M}}{\theta} = \frac{98}{2} = 49$$

- El sulfuro de sodio (sal) Na_2S ($\bar{M} = 78$) el cual posee 2 iones Na^{+1}:

$$m\ Eq \quad \frac{M}{\theta} = \frac{78}{2} = 39$$

- **Procesos que involucran reacciones redox:**
  En estos procesos el valor del parámetro "θ" es igual al número de electrones transferidos (ganados o perdidos) por la sustancia, independientemente del tipo de función química a la que pertenece.

Ejemplo: Hallar la masa equivalente del agente oxidante (sustancia que se reduce) en el siguiente proceso redox:

$$HNO_3 + S \longrightarrow NO + SO_2 + H_2O$$

El agente oxidante es el ácido nítrico HNO_3 ($\bar{M} = 63$) ya que en la reacción se reduce, esto se verifica con el siguiente cambio de estado de oxidación.

$$H\,N\,O_3 + S \longrightarrow N\,O + SO_2 + H_2O$$

Se reduce

$$m\text{-}Eq = \frac{\bar{M}}{\theta} = \frac{63}{3} \quad 31$$

EQUIVALENTE GRAMO

Como habíamos indicado anteriormente la masa equivalente (m-Eq) es una cantidad sin unidades ya que solo nos indica la proporción con la cual participan las masas de las sustancias al combinarse, para fines prácticos es necesario dotar a este término de una unidad específica de masa el cual es el gramo, con esto se cambia la terminología de masa equivalente gramo (eq – g). El equivalente gramo se define como la masa equivalente expresado en gramos:

$$1eq - g_{(x)} = (m - Eq)g$$

Ejemplo: Para las especies indicada anteriormente se tienen sus equivalentes gramo (eq – g):

Ca : 1 eq – g = 20 g

O : 1 eq – g = 8 g

$Al(OH)_3$: 1 eq – g = 26 g

H_2SO_4 : 1 eq – g = 49 g

E&M

Si se disponen de muestras que involucren más de un equivalente gramo de una sustancia la cantidad de estos se puede determinar a partir de la relación:

$$\#eq - g_x = \frac{m_x}{m\text{-}Eq_x}$$

LEY DEL EQUIVALENTE

Llamado también ley de combinación química, establece que en toda reacción química las sustancias que reaccionan y se producen lo hacen siempre en igual número de equivalentes gramo.

	$2Mg + O_2 \rightarrow 2MgO$		
Masa	48g	32g	80g
Peso equivalente	12	8	20
Numero de equivalente	4	4	4

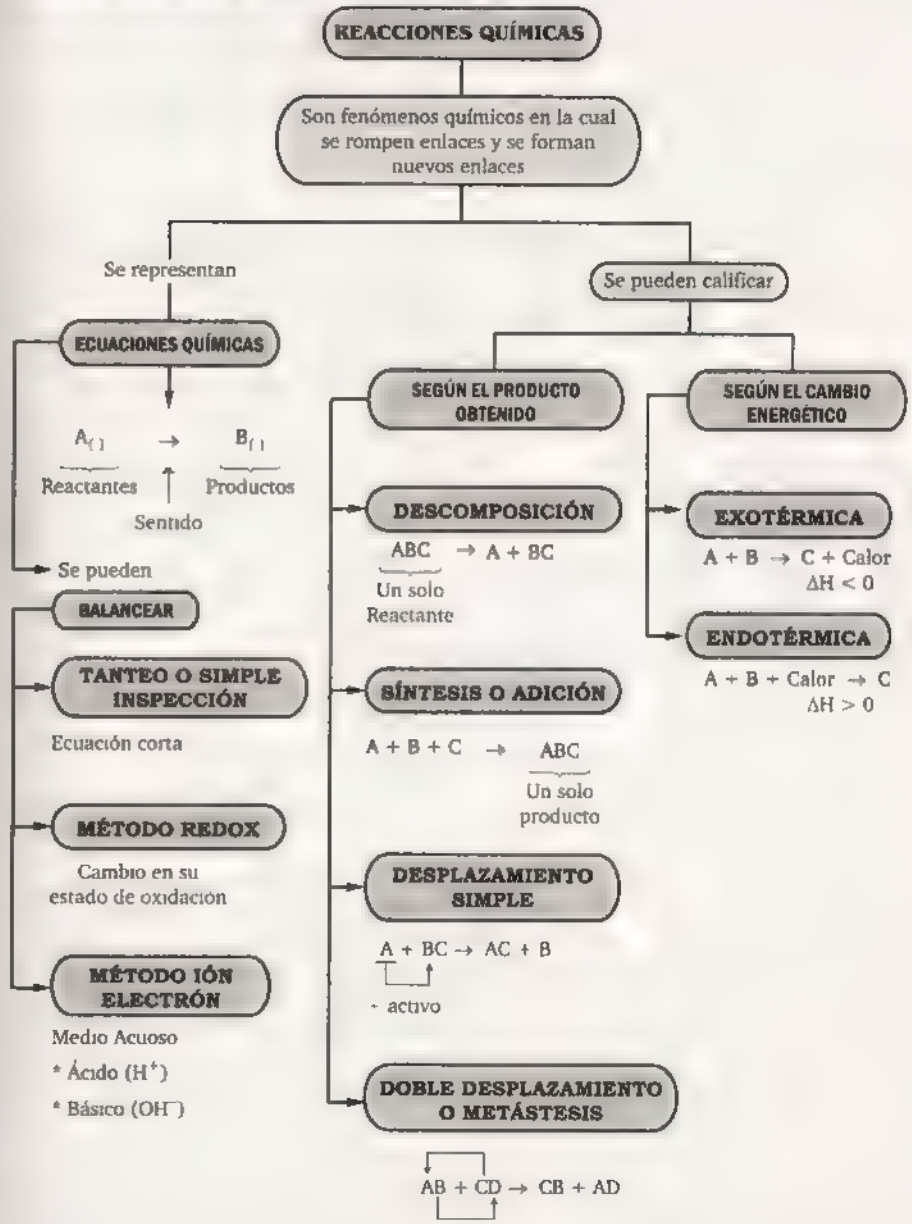
En general: A + B ⟶ C + D

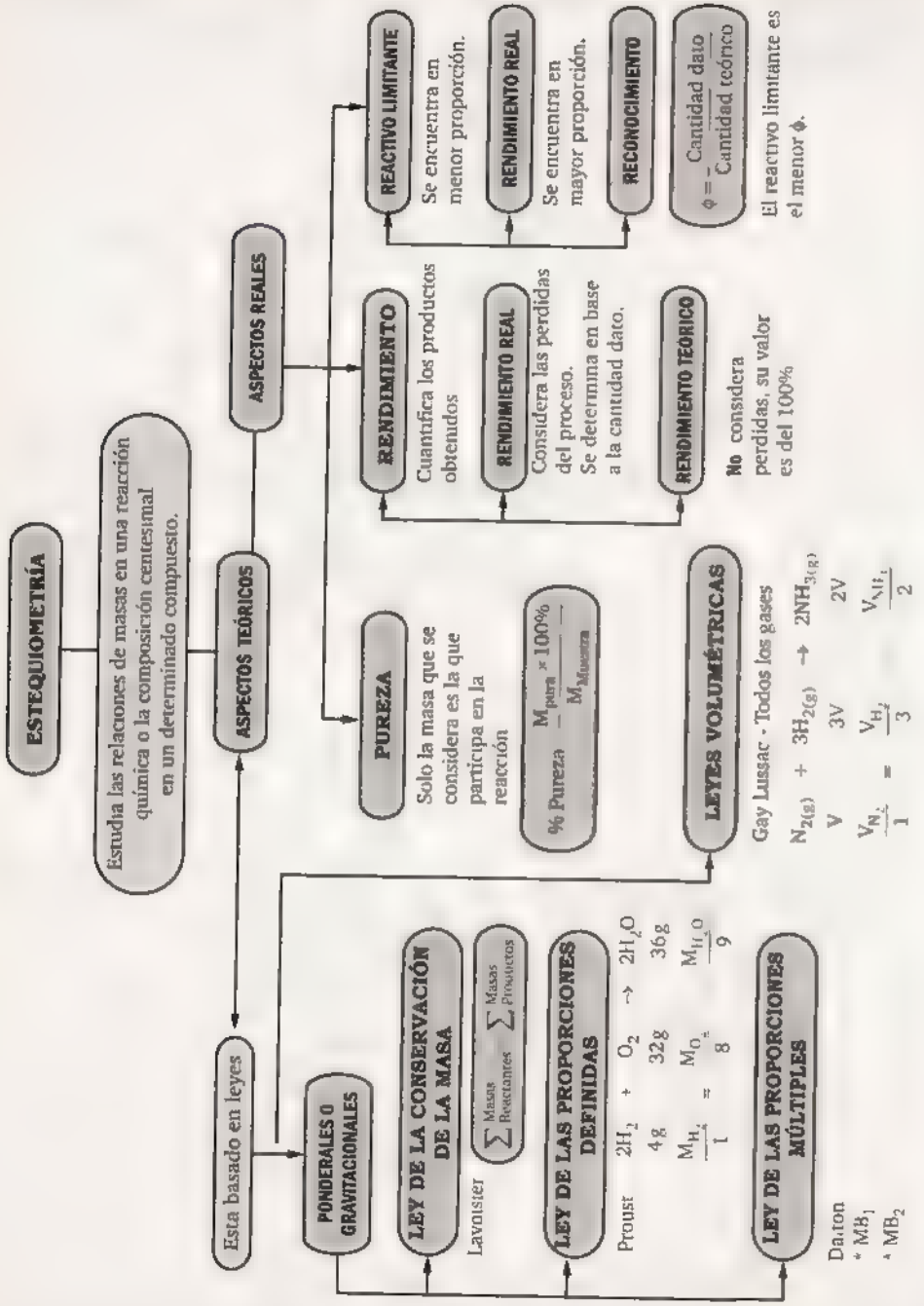
- #eq-g(A) = #eq-g(B) = #eq-g(C) = #eq-g(D)
- m-Eq (A) = m-Eq (B) = m-Eq (C) = m-Eq (D)

La ventaja de aplicar la ley del equivalente se hace evidente en la solución de problemas de estequiometria donde no se conoce la reacción química ya que independientemente de la forma como se desarrolle esta, solo se iguala los equivalentes gramo.

La segunda relación se emplea generalmente para el cálculo de la masa equivalente de algunas especies covalentes (óxidos, hidruros, etc.) cuyo parámetro "θ" no se puede determinar con facilidad

ORGANIZADOR VISUAL DE RESUMEN





1. La combinación completa del metano genera anhidrido carbónico y agua, que se representa mediante la ecuación química.

$CH_{4(g)} + 2O_{2(g)} \rightarrow CO_{2(g)} + 2H_2O_{(g)}$

Al respecto, marque la secuencia correcta de verdadero (V) o falso (F) según corresponda.

I. Es una reacción química que implica transformación de sustancias reactantes para generar productos.
II. La suma de los coeficientes estequiométricos de reactantes es igual a la de productos.
III. Se cumple que la masa de los reactantes es igual a la masa de los productos.

A) VFF B) VVV C) VVF
D) VFV E) FVV

2. Respecto a las reacciones químicas, marque la alternativa INCORRECTA.

A) Su representación escrita se denomina ecuación química.
B) El sentido de la flecha de la ecuación identifica reactantes o productos.
C) Se generan sustancias con propiedades diferentes a las que la originaron.
D) Al balancearlas, el número de moles de los reactantes se iguala a la de los productos.
E) En ellas se rompen enlaces y se forman nuevos enlaces.

3. Relacione reacción química - clasificación de acuerdo al comportamiento de los reactantes.

a) $2KClO_{3(s)} \xrightarrow{\Delta} 2KCl_{(s)} + 3O_{2(g)}$

b) $2Na_{(s)} + Cl_{2(g)} \longrightarrow NaCl_{(s)}$

c) $Zn_{(s)} + 2HCl_{(ac)} \longrightarrow ZnCl_{2(ac)} + H_{2(g)}$

d) $Mg(OH)_{2(ac)} + H_2SO_{4(ac)} \longrightarrow MgSO_{4(ac)} + 2H_2O_{(\ell)}$

( ) metátesis.

( ) sustitución.

( ) síntesis.

( ) descomposición.

A) bcda B) dbac C) cdab
D) acdb E) dcba

4. Complete

En las reacciones redox, el agente reductor es el que _____, y el agente oxidante es el que _____

A) Se oxida; se reduce.
B) gana electrones, pierde electrones.
C) se oxida, pierde electrones.
D) se reduce; se oxida
E) se reduce, gana electrones.

5. Luego de balancear las siguientes ecuaciones químicas:

a) $Fe(OH)_{3(ac)} + H_2SO_{4(ac)} \rightarrow Fe_2(SO_4)_{3(ac)} + H_2O_{(\ell)} + Q$

b) $SO_{2(g)} + O_{2(g)} \rightleftharpoons SO_{3(g)}$

Marque la secuencia correcta de verdadero (V) o falso (F), según corresponda

I. (a) es una reacción exotérmica, irreversible y no redox.

II. (b) es una reacción reversible y redox.

III. La suma de coeficientes estequiométricos de los reactantes en (b) es 3

IV. En la reacción (a) el coeficiente estequiométrico del ácido oxácido es 1

A) FVVV B) VVFF C) VVVF
D) VFVV E) FFVV

6. La reacción del hidróxido ferroso con el ácido sulfurico se clasifica como·

A) Adición
B) No redox.
C) Descomposición
D) Síntesis.
E) Sustitución simple.

7. Relacione reacción química - clasificación de acuerdo al comportamiento de reactantes.

a) $MgCO_{3(s)} \xrightarrow{\Delta} MgO_{(s)} + CO_{2(g)}$

b) $2K_{(s)} + Cl_{2(g)} \rightleftharpoons 2KCl_{(s)}$

c) $Zn_{(s)} + 2HCl_{(ac)} \longrightarrow ZnCl_{2(ac)} + H_{2(g)}$

d) $Ca(OH)_{2(ac)} + H_2SO_{4(ac)} \longrightarrow CaSO_{4(ac)} + 2H_2O_{(\ell)}$

( ) metátesis
( ) sustitución
( ) adición
( ) descomposición

A) bcda B) dbac C) cdab
D) dcba E) acdb

8. Respecto a las siguientes reacciones. Marque la secuencia correcta de verdadero (V) o falso (F):

a) $3Fe_{(s)} + 4H_2O_{(g)} \longrightarrow Fe_3O_{4(g)} + 4H_{2(g)} + Q$

b) $SnO_{(s)} + CO_{(g)} \rightleftarrows Sn_{(s)} + CO_{2(g)}$

I) (a) es una reacción exotérmica e irreversible
II) (b) es una reacción reversible.
III) Ambas son reacciones de desplazamiento simple y redox.

A) FVF B) VFF C) VVF
D) VFV E) FFV

9. Clasifique las reacciones siguientes en orden secuencial.

I. $LiCl_{(ac)} + Pb(NO_3)_{2(ac)} \longrightarrow PbCl_{2(s)} + 2LiNO_{3(ac)}$

II. $H_2SO_{4(ac)} + 2NH_{3(g)} \longrightarrow (NH_4)_2SO_{4(ac)}$

III. $2KClO_{3(s)} \xrightarrow{\Delta} 2KCl_{(s)} + 3O_{2(g)}$

A) Desplazamiento simple – Descomposición – Adición.
B) Irreversible – Desplazamiento Simple – Descomposición.
C) Redox – Adición Descomposición.
D) Irreversible – Descomposición – Síntesis.
E) Metátesis – Adición – Descomposición

10. Marque la alternativa correcta respecto a la clasificación de las reacciones que se muestran

I. $P_{4(s)} + 6Cl_{2(g)} \rightleftharpoons 4PCl_{3(s)}$

II. $CH_{4(g)} + O_{2(g)} \longrightarrow CO_{2(g)} + H_2O_{(g)} + calor$

III. $N_{2(g)} + O_{2(g)} + calor \rightleftharpoons 2NO_{(g)}$

IV. $HCl_{(ac)} + NaOH_{(ac)} \longrightarrow NaCl_{(ac)} + H_2O_{(\ell)}$

V. $Zn_{(s)} + HCl_{(ac)} \longrightarrow ZnCl_{2(ac)} + H_{2(g)}$

A) (I) es reacción de adición y no redox.
B) (IV) es reacción de metátesis y redox
C) (III) es una reacción endotérmica e irreversible
D) (II) y (III) son reacciones de combustión e irreversibles
E) (V) es reacción redox y de desplazamiento simple.

11. Marque la alternativa INCORRECTA con respecto a la reacción

$K_3PO_{4(ac)} + Ca(NO_3)_{2(ac)} \rightarrow Ca_3(PO_4)_{2(s)} + KNO_{3(ac)}$

A) Reactantes y productos son sales oxisales
B) Es una reacción de doble desplazamiento o metátesis.
C) Según la variación del número de oxidación es una reacción no redox.
D) La sumatoria de coeficientes estequiométricos es 4.
E) Por el sentido de la reacción, se clasifica como irreversible

12. Para la ecuaciones que se muestran, ¿cuáles son los elementos que se oxidan?

I. $V_2O_{5(s)} + 5Ca_{(\ell)} \rightarrow 2V_{(\ell)} + 5CaO_{(s)}$

II. $Fe_{(s)} + CuSO_{4(ac)} \rightarrow FeSO_{4(ac)} + Cu_{(s)}$

III. $3Mg_{(s)} + N_{2(g)} \longrightarrow Mg_3N_{2(s)}$

A) Ca, Fe; Mg B) V; Fe, N
C) Ca; Cu; N
D) V; Fe, Mg E) Ca; Cu; Mg

13. En la reacción:

$Pb(NO_3)_{2(ac)} + KI_{(ac)} \longrightarrow$

$PbI_{2(ac)} + KNO_{3(ac)}$

La suma de los coeficientes estequiométricos de los productos es:

A) 2 B) 8 C) 6
D) 4 E) 3

14. La sumatoria de los coeficientes estequiométricos es:

$MgCO_{3(s)} + HCl_{(\ell)} \longrightarrow$

$MgCl_{2(s)} + H_2O_{(\ell)} + CO_{2(g)}$

A) 5 B) 8 C) 10
D) 6 E) 9

15. En una reacción de óxido - reducción se producen las siguientes semirreacciones

I) $MnO_4^- \longrightarrow MnO_2$

II) $I^- \longrightarrow I_2$

Después de balancear la reacción en medio ácido, marque la alternativa que contiene el coeficiente de H^+, los moles de electrones transferidos y los moles de agua respectivamente.

A) 8; 6; 4 B) 4; 6; 8 C) 4; 8, 6
D) 6; 8; 4 E) 6; 4; 2

16. Marque la semirreacción de oxidación

A) $(NO_3)^{1-} \longrightarrow (NO_2)^1$

B) $(Cr_2O_7)^{2-} \longrightarrow Cr^{3+}$

C) $KBrO_3 \longrightarrow KBr$

D) $(ClO)^{1-} \longrightarrow Cl_2$

E) $SO_3^{2-} \longrightarrow SO_4^{2-}$

17. Para la ecuación química:

$NH_{3(g)} + O_{2(g)} \rightleftharpoons N_{2(g)} + H_2O_{(\ell)}$

Se cumple que:

A) Se le clasifica como reversible y de descomposición.

B) El agente reductor es el N_2

C) La suma de los coeficientes estequiométricos es 15.

D) La especie oxidada es el H_2O

E) Se transfiere 3 moles de electrones por mol de N_2 formado

18. Al balancear la semirreacción:

$NO_3^- \longrightarrow NO_{(g)}$

y de electrones transferidos, respectivamente, son

A) 3 y 4 B) 4 y 2 C) 2 y 3
D) 2 y 4 E) 1 y 3

19. Se tiene la siguiente ecuación redox.

$I_2O_5 + CO \longrightarrow I_2 + CO_2$

Señale la secuencia correcta de verdad (V) o falsedad (F).

I. El carbono se oxida.

II. El I_2O_5 es el agente reductor.

III El CO_2 es la forma reducida.

A) VFV B) FFF C) FVF
D) VFV E) VFF

20. Un compuesto utilizado como blanqueador es la sal oxisal llamada hipoclorito de sodio, la cual se obtiene por reacción del cloro gaseoso con hidróxido de sodio, formándose además el cloruro de sodio y agua. Al respecto, marque la alternativa INCORRECTA.

A) Es una reacción redox.
B) El cloro gaseoso es agente oxidante.
C) La sal haloidea es la especie reducida
D) La sal oxisal es la forma oxidada.
E) La sumatoria de coeficientes es 5.

21. El cloruro de potasio se obtiene por acción del cloro sobre una disolución de hidróxido de potasio caliente, según la ecuación:

$6KOH + 3Cl_2 \longrightarrow KClO_3 + 5KCl + 3H_2O$

Calcular la cantidad de clorato de potasio (en gramos) que se puede obtener a partir de 180g de hidróxido de potasio. Dato:

($\overline{Ar}$: O = 16; Cl = 35,5; K = 39,1)

A) 45,2 B) 47,8 C) 53,1
D) 59,0 E) 65,6

22. Con respecto a la reacción balanceada

$3Cu + 8HNO_3 \longrightarrow 3Cu(NO_3)_2 + 2NO + 4H_2O$

Calcule la masa total de productos obtenidos a partir de 762 g de cobre elemental.

M.A(uma): Cu = 63,5, N = 14; O = 16

A) 2016 g B) 3200 g C) 1550 g
D) 2778 g E) 504 g

23. El ácido sulfúrico H_2SO_4, es uno de los componentes de la lluvia ácida, el cual se ha vuelto una amenaza para nuestro medio ambiente. Si en la atmósfera el H_2SO_4 se produce según la reacción.

$SO_{3(g)} + H_2O_{(v)} \longrightarrow H_2SO_{4(\ell)}$

Si en 100 litros de lluvia ácida se encontraron 0,049 g de H_2SO_4, calcule la masa de SO_3, en miligramos, que reaccionó para formar dicha cantidad de H_2SO_4.

$\overline{Ar}$(uma): S = 32, O = 16; H = 1

A) 10 mg B) 40 mg C) 80 mg
D) 60 mg E) 49 mg

24. Los carbonatos metálicos se descomponen por acción del calor formando un óxido metálico y un dióxido de carbono gaseoso.

$MCO_{3(s)} \longrightarrow MO_{(s)} + CO_{2(g)}$

A partir de 210 g de MCO_3 se obtiene 110 g de dióxido de carbono. Determine la masa atómica del metal M en uma

M. A (uma): C = 12, O = 16

A) 40 uma B) 12 uma C) 32 uma
D) 24 uma E) 56 uma

E&M

25. La reacción espontánea neta en la pila de Daniel es

$Zn_{(s)} + Cu^{2+}_{(ac)} \longrightarrow Zn^{2+}_{(ac)} + Cu_{(s)}$

Determine la cantidad de ion divalente producido al consumirse 1,27 g del ión cúprico Cu^{2+} Masa atómica:
Cu=63,5, Zn=65,4
Número de Avogadro: $6 \cdot 10^{23}$

A) $1,2\ 10^{22}$ B) $1,2 \cdot 10^{23}$
C) $1,2\ 10^{25}$
D) $1,8 \cdot 10^{23}$ E) $2,4 \cdot 10^{22}$

26. Desde el 15 de julio de 2011, los grifos de Lima y Callao venden gasohol (mezcla de la gasolina con el etanol C_2H_5OH) Considerando la combustión del etanol tenemos

$C_2H_5OH + O_2 \longrightarrow CO_2 + H_2O$

Al consumirse $7,2 \cdot 10^{24}$ moléculas de oxígeno O_2, ¿Qué masa de C_2H_5OH combustionó?
Masa atómica : H=1; C=12, O=16

A) 92 g B) 23 g C) 46 g
D) 184 g E) 138 g

27 En torno a un electrodo de la pila se dá una semirreacción

$1Cr_2O_7^{2-} + 14H^+ + 6e^- \longrightarrow 2Cr^{3+} + 7H_2O$

Determine la cantidad de electrones consumidos al transformarse 10,8g de dicromato $Cr_2O_7^{2-}$ .Masa atómica (uma); Cr=52; O=16

A) 0,3 mol B) 0,8 mol C) 1,5 mol
D) 0,5 mol E) 0,7 mol

28. A cierta condición de presión y temperatura se da la reacción de desplazamiento parcial de hidrógeno.

$CH_{4(g)} + Cl_{2(g)} \longrightarrow CH_2Cl_{2(\ell)} + HCl_{(g)}$

Al consumirse 14 L de Cl_2, determine el volumen de metano CH_4 necesario para cumplir este propósito.

A) 7 L B) 10 L C) 14 L
D) 21 L E) 8 L

29. Considerando la siguiente síntesis del amoniaco $NH_{3(g)}$

$N_{2(g)} + H_2O_{(g)} \longrightarrow O_{2(g)} - NH_{3(g)}$

determine la contracción volumétrica (CV).

A) 1/4 B) 7/8 C) 1/8
D) 1/3 E) 2/7

30. El pentaóxido de dinitrógeno, N_2O_5, se puede obtener

$N_{2(g)} + O_{2(g)} \longrightarrow N_2O_{5(g)}$

Si los gases están a la misma condición de presion y temperatura, determine el volumen total de reactivo usado para obtener 80 m^3 de producto.

A) 280 m^3 B) 210 m^3 C) 286 m^3
D) 140 m^3 E) 200 m^3

31. una muestra de caliza, cuya masa es 500 g, presenta una pureza de 80% en carbonato de calcio, $CaCO_3$. Al ser calentado se descompone según

$CaCO_{3(s)} \xrightarrow{\Delta} CaO_{(s)} + CO_{2(g)}$

¿Cuántos gramos de óxido de calcio se producen? Masa atómica (uma):
Ca =40; C=12, O=16

A) 112 g B) 224 g C) 448 g
D) 400 g E) 168 g

32. La blenda (ZnS) es un mineral a partir del cual se extrae cinc, ¿Cuántas moles de O_2 serán necesarias para que reaccione 1Kg de blenda al 48,5% de pureza según la siguiente reacción:

$2ZnS_{(s)} + 3O_{2(g)} \rightarrow 2ZnO_{(s)} + 2SO_{2(g)}$

Pesos atómicos: Zn=65; S=32; O=16

A) 6,95 B) 7,50 C) 27,80
D) 5,60 E) 11,70

33. Indique verdadero (V) o falso (F) respecto a las reacciones químicas.

I. Al iniciarse la reacción, se requiere energía de activación, lo que implica que el proceso sea endotermico.
II. Si en un fenómeno natural no hay cambio en el estado de agregación de las sustancias, significa entonces que no se ha llevado a cabo una reacción química necesariamente
III. En una reacción reversible, la energía de activación del sentido directo es igual a la del inverso.

A) FVF B) VVF C) FFF
D) VFF E) FFV

34. Calcular las moles de CO_2 medido a C.N. que es libera cuando la combustión completa se quema 220 gramos de propano con suficiente oxígeno, según la reacción:

$C_3H_{8(g)} + O_{2(g)} \longrightarrow CO_{2(g)} + H_2O_{(g)} + Q$,

con un rendimiento del 80%.
Masa molar (g/mol):
C_3H_8=44; O_2=32; CO_2=44; H_2O=18

A) 12 B) 15 C) 30
D) 18 E) 20

35. Una muestra de un óxido de hierro contiene 70% en masa de hierro. Determine la masa equivalente (Eq) y el estado de oxidación de hierro
Dato Ar(Fe) = 55,8

A) 18,6; +2 B) 27,9; +2
C) 18,6; +3
D) 27,9, +3 E) 55,8; +2

36. El análisis de una muestra de óxido de un metal (M), indica que contiene 71,42% del metal. determine la masa equivalente (en g/eq) del metal en este compuesto.

A) 3,42 B) 19,99 C) 35,71
D) 49,9 E) 4,99

37 ¿Cuántos átomos de nitrógeno existen en 5 equivalentes de $Cu(NO_3)_2$?
Ar: Cu = 63,5; N= 14; O=16

A) $1,2 \times 10^{24}$ B) $1,5 \times 10^{23}$
C) 6×10^{23}
D) 3×10^{24} E) 3×10^{23}

38. Balancear la siguiente ecuación y hallar la reacción molar. $\frac{\text{Oxidante}}{\text{Reductor}}$

$$U_3O_8 + NO_3^- \longrightarrow UO_2^{+2} + NO \text{ (ácido)}$$

A) 2/3 B) 3/2 C) 3/20
D) 20/3 E) 1

39. Balancear la siguiente ecuación y hallar la relación molar: $\frac{\text{Oxidante}}{\text{Reductor}}$.

$$BrO_3^- + Br^- \longrightarrow Br_2 \text{ (ácido)}$$

A) 1/5 B) 5 C) 1/2
D) 2 E) 2/5

40. Balancear la siguiente ecuación y hallar la relación molar. $\frac{\text{Oxidante}}{\text{Reductor}}$.

$$MnO_4^- + C_2O_4^{-2} \longrightarrow Mn^{+2} + CO_2 \text{ (ácido)}$$

A) 2/5 B) 5/2 C) 3/2
D) 2/3 E) 2/7

41. Balancear la siguiente ecuación y hallar la relación molar: $\frac{\text{Oxidante}}{\text{Reductor}}$.

$$Cr^{3+} + S_2O_8^{-2} \longrightarrow Cr_2O_7^{-2} + SO_4^{-2} \text{ (básico)}$$

A) 2/3 B) 3/2 C) 7/2
D) 2/7 E) 3/7

42. Balancee la siguiente ecuación química en medio ácido e indique la suma de los coeficientes del agente oxidante y agente reductor

$$Cr_2O_{7(ac)}^{2-} + C_2H_5OH_{(ac)} \longrightarrow CH_3COOH_{(ac)} + Cr_{(ac)}^{3+}$$

A) 7 B) 5 C) 6
D) 8 E) 3

43. Balancee la siguiente ecuación iónica en medio ácido, indique el coeficiente del agua.

$$MnO_{4(ac)}^{2-} \longrightarrow MnO_{2(s)} + MnO_{4(ac)}^{1-}$$

A) 1 B) 2 C) 3
D) 4 E) 5

44. Balancee la siguiente ecuación química, en medio básico e indicar el número de moléculas de H_2O por cada ión de $BrO_{3(ac)}^-$

$$BrO_{3(ac)}^- + MnO_{2(s)} \rightarrow Br_{(ac)}^- + MnO_{4(ac)}^-$$

A) 1 B) 2 C) 3
D) 4 E) 5

45. Indique el coeficiente del oxidante, después de balancear la siguiente ecuación química:

$$SbH_{3(g)} + Cl_2O_{(ac)} \longrightarrow H_4Sb_2O_{7(ac)} + HCl_{(ac)}$$

A) 1 B) 2 C) 3
D) 4 E) 5

46. Balancee la siguiente ecuación e indicar el número de moleculas de HNO_3 que participan por cada molécula de $NO_{(g)}$.

$$Ag_2S_{(s)} + HNO_{3(ac)} \longrightarrow AgNO_{3(ac)} + NO_{(g)} + S_{(s)} + H_2O$$

A) 5 B) 4 C) 3
D) 2 E) 1

47. En la reacción

$$MnO_{2(s)} + HCl_{(ac)} \longrightarrow MnCl_{2(ac)} + Cl_{2(g)} + H_2O_{(\ell)}$$

el coeficiente estequiométrico del agente reductor y la especie oxidada, respectivamente, es:

A) 1 y 2 B) 4 y 1 C) 2 y 2
D) 1 y 4 E) 2 y 4

48. Indique la alternativa que contiene respectivamente al agente oxidante y la especie oxidada luego de balancear la siguiente ecuación

$$SnO_{(s)} + CO_{(g)} \longrightarrow Sn_{(s)} + CO_{2(g)}$$

A) SnO, CO_2 B) SnO, Sn C) CO, Sn
D) CO, CO_2 E) SnO, CO_2

49. ¿Cuántos kg de antracita (C) de 90% de pureza se requiere para que al combinarse con suficiente oxígeno del aire se genere 224 L de anhídrido carbónico medidos a CN?
Masas atómicas: C = 12, O = 16

A) 13,33 B) 26,66 C) 1,33
D) 0,13 E) 2,66

50. En la reacción:

$$SiO_{2(s)} + C_{(s)} \xrightarrow{\Delta} SiC_{(s)} + CO_{(g)}$$

Se calienta a altas temperaturas 20g de SiO_2 con 15g de C. Determine los gramos del reactivo en exceso no reaccionará.
Pesos atómicos Si = 18, O = 16; C = 12

A) 11,0 B) 5,0 C) 3,0
D) 4,3 E) 6,8

51 Los fosfatos metálicos se utilizan en la fabricación de pinturas, detergentes y fertilizantes. En la reacción.
$Na_2O + P_2O_5 \longrightarrow Na_3PO_4$, al mezclar 10g de cada reactante se obtuvo 4,4g del producto. determine el 1% de rendimiento de la reacción.
peso fórmula: $Na_3PO_4 = 164$
$Na_2O = 62$; $P_2O_5 = 142$

A) 26,0 B) 25,0 C) 75,0
D) 19,0 E) 73,0

52. El carbonato de calcio reacciona con acido clorídrico produciendo cloruro de calcio, dióxido de carbono y agua.

$$CaCO_{3(s)} + HCl_{(ac)} \longrightarrow CaCl_{2(ac)} + CO_{2(g)} + H_2O_{(\ell)}$$

Si reacciona una muestra de masa de 2kg con un porcentaje de carbonato de calcio igual a 20% Calcular los litros de CO_2, medidos a C.N., si la reacción se produce con un rendimiento de 50%. Masa fórmula. ($CaCO_3$) = 100

A) $4,48 \times 10^2$L B) $4,48 \times 10^3$L
C) $4,48 \times 10^{-1}$L
D) $4,48 \times 10^1$L E) $4,48 \times 10^{-2}$L

E&M

53. Calcule la masa de agua obtenida en gramos, cuando 4g de hidrógeno (H_2) reaccionan con 40 g de oxígeno (O_2), considerando que el rendimiento de la reacción es del 75%.
($\overline{Ar}$: H = 1; O = 16).

$$2H_{2(g)} + O_{2(g)} \xrightarrow{\text{chispa}} 2H_2O_{(\ell)}$$

A) 8 B) 12 C) 18
D) 27 E) 36

54. Se combinan 20g de H_2 y 30g de N_2 según la reacción: $N_2 + 3H_2 \rightarrow 2NH_3$ si se obtiene 5 gramos de NH_3. ¿Cuál es el % de rendimiento de la reacción?
($\overline{Ar}$: N = 14; H = 1)

A) 13,7 B) 23,3 C) 45,2
D) 52,8 E) 67,2

55. Calcule la cantidad máxima de óxido de aluminio, Al_2O_3, que se puede formar cuando se calienta 16,74g de aluminio en presencia de 18,84g de O_2, sabiendo que la reacción que tiene lugar es:
$4Al + 3O_2 \longrightarrow 2Al_2O_3$
Dato: (Ar O = 16; Al = 27)

A) 18,42 B) 22,45 C) 31,62
D) 42,16 E) 52,46

56. Calcular la cantidad de H_2 (en gramos) que se desprende cuando 0,258g de una aleación de magnalio (90% de Al y 10% de Mg) se disuelve en exceso de HCl. ($\overline{Ar}$: H = 1,0, Mg = 24,3; Al = 27,0)

$$Mg_{(s)} + HCl_{(ac)} \longrightarrow MgCl_{2(ac)} + H_{2(g)}$$
$$Al_{(s)} + HCl_{(ac)} \longrightarrow AlCl_{3(ac)} + H_{2(g)}$$

A) 0,028 B) 0,086 C) 0,056
D) 0,12 E) 0,52

57. Una forma de obtener alcohol etílico C_2H_5OH es fermentando frutas que contengan glucosa ($C_6H_{12}O_6$). La reacción de fermentación es la siguiente:

$$C_6H_{12}O_6 \longrightarrow C_2H_5OH + CO_2$$

¿Qué masa de dióxido de carbono (en gramos) se puede obtener con la fermentación de 8kg de manzana, considerando que las manzanas contiene 13% en masa de glucosa?
Dato ($\overline{Ar}$: H = 1; C = 12; O = 16).

A) 39,1 B) 180,0 C) 508,4
D) 531,5 E) 832,6

58. El proceso Leblanc para obtener la sosa (Na_2CO_3) implica las siguientes reacciones químicas.

I. Reacción de sal común con ácido sulfúrico.
$NaCl_{(s)} + H_2SO_{4(ac)} \longrightarrow$
$Na_2SO_{4(ac)} + HCl_{(ac)}$

II. Reacción de calcinación de Na_2SO_4 con caliza y carbón.
$Na_2SO_{4(s)} + CaCO_{3(s)} + C_{(s)} \longrightarrow$
$Na_2CO_{3(s)} + CaS_{(s)} + CO_{2(g)}$

Al respecto, indica la secuencia de verdad (V) o falsedad (F)

a) En (I) se requiere 58,5g de la sal haloidea para formar 1 mol de sal oxisal.
b) En (II) se requiere 100g de caliza conteniendo 80% de $CaCO_3$ para generar 35,48L de CO_2 medidos a CN.
c) Para obtener 106 TM de sosa Solvay o marrón se requiere 58,5 TM de cloruro de sodio.

A) VFV B) FVV C) VVV
D) FFV E) FVF

59. Al reaccionar el carbonato de calcio con ácido clorhídrico se produce dióxido de carbono, agua y la sal haloidea respectiva
Marque la secuencia correcta de verdadero (V) o falso (F) respecto a dicha reacción.

I. Se necesitan 20g de la sal oxisal para producir 22,2g de la sal haloidea
II. Para que reaccione 5g de $CaCO_3$ se necesita 0,01 mol de $HCl_{(ac)}$.
III. Para recoger 112L de CO_2 medidos a CN se requieren 50g de $CaCO_3$.

Masa atómica :
Ca = 40, C = 12, O = 16, Cl = 35,5

A) VVF B) FVV C) VVV
D) FFV E) VFF

60. El carburo de calcio se obtiene a partir de la cal viva con carbono, según la reacción
$CaCO_{3(s)} + C_{(s)} \xrightarrow{\Delta} CaC_2 + CO_{(g)}$
Si se utiliza 160g de una muestra de cal viva cuyo % de pureza es 70, marque la secuencia de verdadero (V) o falso (F) respecto a la reacción.

I. Se requiere de 36g de carbono para que reaccione toda la cal viva
II. Se generan 22,4L de CO medidos a CN.
III Si el rendimiento de la reacción es de 60%, se obtienen 100g de CaC_2.

Masa atómica C = 12, O = 16, Ca = 40

A) VFV B) FFF C) FVF
D) VVV E) FFV

61. En la reacción:

$$KClO_{3(s)} \xrightarrow{\Delta} KCl_{(s)} + O_{2(g)}$$

Al descomponerse térmicamente 4,9g de clorato de potasio se obtienen.

I. 2,98g de KCl.
II. $1,2 \times 10^{24}$ moléculas de O_2.
III. $1,34 \times 10^3$ mL de O_2 medidos a CN

Pesos atómicos:
K = 39; Cl = 35,5; O = 16

A) VFV B) VVF C) FVF
D) VVV E) VFF

62. Cuando reacciona 112g de Fe con 490g de H_2SO_4, según la reacción:

$$2Fe_{(s)} + 3H_2SO_{4(ac)} \longrightarrow$$
$$Fe_2(SO_4)_{3(ac)} + 3H_{2(g)}$$

Peso Fórmula
$H_2SO_4 = 98$, $Fe_2(SO_4)_3 = 400$
Masa atómica Fe = 56

A) El reactivo limitante es el hierro.
B) A condiciones normales se produce 67,2L de H_2.
C) La masa del reactivo en exceso es 196g.
D) Se produce 400g de sal oxisal
E) 1 mol de átomos de hierro requiere 1 mol de moléculas de ácido sulfúrico.

E&M

FONDO EDITORIAL RODO

63. La combustión completa del etanol, se representa mediante la ecuación

$$C_2H_5OH_{(\ell)} + 3O_{2(g)} \rightarrow 2CO_{2(g)} + 3H_2O_{(g)}$$

Marque la alternativa que complete respectivamente los espacios en blanco, respecto a la reacción

I. 3 mol de O_2 con suficiente cantidad de etanol genera _____ gramos de agua.

II. Para producir 220 gramos de CO_2 se requiere _____ gramos de etanol

III. 1 mol de etanol y 3 mol de O_2 producen _____ L de CO_2 medido a C.N

Masa molar

$C_2H_5OH = 46; H_2O = 18; CO_2 = 44$

A) 54,0 – 75,0 – 22,4
B) 18,0 – 22,4 – 100
C) 54,0 – 44,8 – 115,0
D) 54,0 – 115,0 – 44,8
E) 72,0 – 230,0 44,8

64. Se hace reaccionar 46 gramos de sodio metálico con 180 gramos de H_2O según la ecuación

$Na_{(s)} + H_2O_{(\ell)} \rightarrow NaOH_{(ac)} + H_{2(g)} + Q$

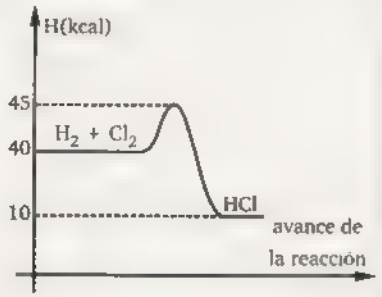
Ar (Na = 23, H = 1; O = 16)

Complete los espacios en blanco.

El reactivo limitante es el _____ la masa del reactivo en exceso es _____ g, y se forman _____ litros de H_2 medidos a condiciones normales.

A) sodio; 162; 44,8
B) agua; 144; 22,4
C) sodio; 144; 44,8
D) agua, 162; 11,2
E) sodio; 144; 22,4

65. De la siguiente gráfica, ¿qué afirmación es incorrecta?



A) La energía de activación es 5 kcal.
B) El proceso químico es exotérmico.
C) La entalpía de la reacción es –30 kcal.
D) Se absorbe 40 kcal por cada mol de sustancias reaccionantes.
E) El complejo activado presenta el mayor contenido energético, esto es 45 kcal.

66. Respecto a las siguientes reacciones químicas, indique cuántas son endotérmicas

I. $6CO_2 + 6H_2O + 2801\,\frac{kJ}{mol} \rightarrow C_6H_{12}O_6 + 6O_2$

II. $NaOH + HCl \rightarrow NaCl + H_2O + 55,9\,\frac{kJ}{mol}$

III. $C_2H_4 + H_2O \rightarrow C_2H_5OH, \quad \Delta H = -44\,\frac{kJ}{mol}$

IV. $C_6H_4(OH)_2 \rightarrow C_6H_4O_2 + H_2, \quad \Delta H = 177\,\frac{kJ}{mol}$

A) 1 B) 3 C) 2
D) 4 E) todas

FONDO EDITORIAL RODO

67. En un ambiente con 540g de vapor de agua se colocan 600g de óxido de litio, produciéndose la siguiente reacción:

$Li_2O_{(s)} + H_2O_{(g)} \rightarrow 2LiOH_{(s)}$

Determine la secuencia de los valores

I. El reactivo limitante es el vapor de agua.

II. Al terminar la reacción quedan aún 180g de vapor de agua.

III. Se forman 960g de hidróxido de litio.

Dato: (Ar: H = 1; Li = 7; O = 16)

A) VVV B) VFF C) VFV
D) FVV E) FFV

68. El titanio es un metal resistente a la corrosión, utilizado en la construcción de naves espaciales; se puede obtener a altas temperaturas a partir de la siguiente reacción:

$$TiCl_{4(g)} + Mg_{(\ell)} \longrightarrow Ti_{(s)} + MgCl_{2(\ell)}$$

Al respecto, marque la secuencia correcta de verdadero (V) o falso (F) según corresponda:

I. El magnesio es el agente reductor y el titanio es el agente oxidante

II. La sumatoria de coeficiente estequiométricos de los reactantes es 2.

III Se transfiere dos moles de electrones por cada mol de sal haloidea formada.

IV. El titanio es la especie oxidada y el cloruro de magnesio es la especie reducida.

A) FVVV B) VVFF C) VVVF
D) VFVV E) FFVF

69. Balancee la ecuación redox por el método ión electrón y calcule la suma de los coeficientes de los productos

$KMnO_4 + H_2SO_4 + H_2S \rightarrow K_2SO_4 + MnSO_4 + H_2O + S$

A) 8 B) 16 C) 32
D) 48 E) 64

70. Después de balancear la ecuación química

$HI + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow I_2 + MnSO_4 + K_2SO_4 + H_2O$

Marque la secuencia correcta de verdadero (V) o falso (F) según corresponda.

I. El coeficiente entre el coeficiente estequiométrico del agente reductor y del agente oxidante es 5.

II. La especie oxidada es el yodo metálico.

III. Se transfieren 4 moles de electrones por cada mol de yodo metálico.

IV. El coeficiente estequiométrico del agua es 8.

A) VVFV B) FVFF C) VVFF
D) FFFV E) VVVF

71. Al reaccionar el potasio con el agua se forma el respectivo hidróxido, liberándose hidrógeno gaseoso y calor

Marque la secuencia de verdadero (V) o falso (F) respecto a dicha reacción.

I. Es una reacción de síntesis y exotérmica.

II. Por mol del metal oxidado se gana 1 mol de electrones.

III La sumatoria de los coeficientes estequiométricos es 4.

A) VVF B) FVF C) FFF
D) VFV E) VVV

72. Para la reacción química:

$$HNO_{3(ac)} + HI_{(ac)} \longrightarrow I_{2(\ell)} + NO_{(g)} + H_2O_{(\ell)}$$

Marque la secuencia correcta.

I. El I_2 es la especie reducida.

II. El ácido hidrácido es el agente oxidante

III. La diferencia de los coeficientes estequiométricos de productos menos reactantes es 1.

A) FVV B) VFV C) FFV
D) VVF E) FFF

73. Marque la secuencia correcta de verdadero (V) o falso (F) respecto a la reacción.

$$HNO_{3(ac)} + Hg_{(\ell)} + HCl_{(ac)} \longrightarrow HgCl_{2(ac)} + NO_{(g)} + H_2O_{(\ell)}$$

I. La relación entre coeficiente del agente oxidante y coeficiente del agente reductor es 2 a 3.

II. La especie oxidada es una sal haloidea

III. Se transfieren 2 moles de electrones por cada mol de mercurio metálico.

IV. La sumatoria de coeficientes estequiométricos de los productos es 7.

A) VVFV B) FVFF C) VVFF
D) FFFV E) VVVF

74. Para la siguiente reacción:

$CuO_{(s)} + NH_{3(g)} \rightarrow Cu_{(s)} + N_{2(g)} + H_2O_{(\ell)}$

marque la alternativa correcta.

A) El agente oxidante es el óxido cuproso.

B) El cobre metálico es la especie oxidada.

C) La molécula de nitrógeno es la especie reducida

D) El coeficiente estequiométrico del agua es 4

E) Se transfieren 3 moles de electrones.

75. Marque la alternativa INCORRECTA para la reacción

$Sn(NO_3)_{2(s)} \rightarrow SnO_{(s)} + O_{2(g)} + NO_{2(g)}$

A) Es una reacción de descomposición y redox.

B) La sal oxisal es agente oxidante y reductor a la vez.

C) La sumatoria de coeficientes de los productos es 7.

D) Se transfieren 4 moles de electrones por cada mol de O_2 formado.

E) La especie reducida es el SnO.

76. En la siguiente reacción REDOX

$$Cu_{(s)} + HNO_{3(ac)} \rightarrow Cu(NO_3)_{2(ac)} + NO_{(g)} + H_2O_{(\ell)}$$

Luego del balancear marque la secuencia correcta.

I. El cobre es el agente oxidante

II. El coeficiente estequiométrico del agua es 4.

III Se transfieren 2 moles de electrones por cada mol de cobre.

IV. La suma de coeficientes estequiométricos es 20

A) VVFF B) FVVF C) VFFV
D) FFFV E) FVVV

77. Marque la secuencia de verdadero (V) o falso (F) con respecto a la ecuación química:

$$Al_{(s)} + H_2SO_{4(ac)} \longrightarrow Al_2(SO_4)_{3(ac)} + H_{2(g)}$$

I. El aluminio es el agente reductor.

II. La especie reducida es el H_2 y la especie oxidada es $Al_2(SO_4)_3$.

III. Por mol de agente reductor se requiere 1 mol de agente oxidante.

A) VVF B) FVF C) VVV
D) VFF E) FVV

78. Se deja reaccionar 100g de ácido sulfúrico (H_2SO_4) con 100g de hidróxido de sodio (NaOH). Si la reacción química está dada por la ecuación:

$$H_2SO_4 + 2NaOH \longrightarrow Na_2SO_4 + 2H_2O$$

determine

a) El reactivo limitante

b) La masa en gramos de Na_2SO_4 producida

Datos:

Elemento	H	O	Na	S
Ar	1	16	23	32

A) NaOH,135

B) H_2SO_4;290

C) NaOH; 290

D) H_2SO_4;145

E) H_2O;145

79. Cuando se balancea la ecuación:

$$I_{2(s)} + HNO_{3(ac)} \longrightarrow HIO_{3(ac)} + NO_{2(g)} + H_2O_{(\ell)}$$

El número total de moles de electrones transferidos y la suma de los coeficientes estequiométricos es:

A) 2 y 25 B) 2 y 30 C) 1 y 27
D) 10 y 27 E) 10 y 25

80. Indique el agente reductor y la suma de los coeficientes estequiométricos de los productos de la reacción:

$CuO_{(s)} + NH_{3(g)} \rightarrow N_{2(g)} + H_2O_{(\ell)} + Cu_{(s)}$

A) CuO y 6 B) NH_3 y 7 C) N_2 y 5
D) CuO y 7 E) Cu y 5

81. Al balancear la ecuación por el método de ión electrón en medio ácido.

$$Br^- + Cr_3O_7^{-2} \rightarrow Cr^{3+} + Br_2 + H_2O$$

El número de moles de electrones transferidos y la suma de los coeficientes estequiométricos es:

A) 2 y 30 B) 3 y 9 C) 6 y 33
D) 3 y 28 E) 6 y 30

82. En la reacción.

$$NaCl + MnO_2 + H_2SO4 \longrightarrow MnSO_4 + NaHSO_4 + Cl_2 + H_2O$$

la diferencia entre la suma de los coeficientes de los productos y la de los reactantes en la ecuación química balanceada es.

A) 1 B) 1 C) 0
D) 2 E) – 2

E&M

83. Se somete a tostación 6 Kg de pirita de hierro.

$FeS_2 + O_2 \longrightarrow Fe_2O_3 + SO_2$

Obteniendo 60 moles de SO_2 con una eficiencia del 80%, determine el porcentaje de pureza del FeS2 en la pirita de hierro.

Masa molar (g/mol) Fe = 56; S = 32.

A) 50 B) 40 C) 30
D) 20 E) 10

84. Una forma de obtener el hidróxido de sodio (NaOH), en el laboratorio es a partir del sodio metálico según la reacción.

$Na_{(s)} + H_2O_{(\ell)} \rightarrow NaOH_{(ac)} + H_{2(g)}$

Si se realiza una reacción con 4,6 gramos de sodio metálico y suficiente agua estequiométrica, marque la secuencia de verdadero (V) o falso (F) para las siguientes proposiciones:

I. La masa de agua que reacciona estequiométricamente es de 3,6g.
II. Se obtiene 0,2 mol de NaOH.
III. Se obtiene 2,24 litros de hidrógeno medidos a C.N
IV. La solución resultante tiene carácter ácido.

Masa atómica: Na = 23; O=16, H=1.

A) VFVF B) FVFV C) VVFF
D) VVVF E) VVVV

85. La fotosíntesis se lleva a cabo en el cloroplasto de las plantas, la reacción química global es la siguiente:

$H_2O + CO_2 + \text{luz solar} \rightarrow O_2 + C_6H_{12}O_6$

Si se produce 0,9 gramos de glucosa. Calcular los litros de CO_2 medidos a C.N. necesarios y la cantidad de moléculas de oxígeno producido.

$M(C_6H_{12}O_6) = 180$

A) $6,72\times10^{-1}$ y $1,8\times10^{21}$
B) $6,72\times10^{-2}$ y $1,2\times10^{21}$
C) $8,72\times10^{-1}$ y $1,4\times10^{21}$
D) $8,72\times10^{-1}$ y $1,6\times10^{21}$
E) $6,72\times10^{-1}$ y $1,8\times10^{22}$

86. Las mascarillas de oxígeno que se utilizan en situaciones de emergencia contienen KO_2 (superóxido de potasio) que reacciona con el CO_2 y el H_2O del aire exhalado para dar oxígeno, según la siguiente reacción:

$KO_2 + H_2O + CO_2 \longrightarrow KHCO_3 + O_2$

Considerando que una persona exhala 0,95kg de CO_2 por día y que una mascarilla contiene 100g de KO_2, ¿cuántos minutos podrá ser utilizada?

Dato:

$\overline{Ar}$(H=1, C=12, O=16, K=39,1)

A) 47 B) 70,5 C) 89
D) 100 E) 142

87 Se tienen 84 moles de una aleación de zinc (Zn) y oro (Au), el cual se sumerge en ácido clorhídrico, HCl, reaccionando solo el zinc (más reactivo).

$Zn_{(s)} + HCl_{(ac)} \longrightarrow ZnCl_{2(ac)} + H_{2(g)}$

Calcule el porcentaje de oro en mol, en la aleación, si en la reacción se necesitaron 42 mol de HCl

A) 25% B) 50% C) 80%
D) 75% E) 90%

88. Calcule el volumen (en L) de aire artificial a 20 °C y 755 mmHg que se requiere para quemar 48,4 litros de propano a condiciones normales. El oxígeno se encuentra en un 20% en exceso y en el aire se cumple la relación molar : $\frac{n_{N_2}}{n_{O_2}} = 4$ $R = 0,082 \frac{atm.L}{mol\ K}$

$C_3H_{8(g)} + 5O_{2(g)} \longrightarrow 3CO_{2(g)} + 4H_2O_{(\ell)}$

A) 314 B) 628 C) 862
D) 1296 E) 1568

89. La azida de sodio, NaN_3, se utiliza en bolsas de aire en algunos automóviles. El impacto de un choque desencadena la descomposición de NaN_3 de la siguiente manera.

$NaN_{3(s)} \longrightarrow Na_{(s)} + N_{2(g)}$

El gas nitrógeno producido infla rápidamente la bolsa que se encuentra en el conductor y el parabrisas. Calcule el volumen de N_2 producido a 27°C y 780 mmHg a partir de la descomposición de 86,7g de azida de sodio

PA(uma): Na=23; N=14

A) 64 L B) 37 L C) 24 L
D) 48 L E) 12 L

90. ¿Cuántos litros de aire, en condiciones normales, serán necesarios para la combustión completa de 10 mL de benceno, C_6H_6?

Composición molar del aire: 20% de O_2 y 80 de N_2

A) 1680 L B) 5400 L C) 8400 L
D) 4200 L E) 6720 L

91. Cuando el hierro (Fe) reacciona con el ácido sulfúrico, H_2O_4, se desprende gas hidrógeno, el cual se recoge sobre agua, obteniéndose un volumen de 340mL a 740 mmHg y 27°C. Calcule la masa de hierro al 75% de pureza que se utilizó en el proceso.

Masa atómica. Fe=56; S=32

$P_{vH_2O}^{27°C} = 27mmHg$

$Fe_{(s)} + H_2SO_{4(ac)} \longrightarrow FeSO_{4(ac)} + H_{2(g)}$

A) 1 g B) 0,97 g C) 2,37 g
D) 9,7 g E) 8,7 g

92. En la estequiometría de reacción redox y medición del volumen del hidrógeno por desplazamiento de agua, se verifica que desplazó 20 mL de agua de la probeta.

$Zn_{(s)} + HCl_{(ac)} \xrightarrow{\text{eficiencia 90\%}} ZnCl_{2(ac)} + H_{2(g)}$

Determine la masa de zinc oxidado en suficiente cantidad de $HCl_{(ac)}$ si las condiciones de la atmósfera de lugar son T=20°C y P=757,5 mmHg

Masa atómica: (Zn)=65 uma

$P_{vH_2O}^{20°C} = 17,5mmHg$

A) 0,058 g B) 0,042 g C) 0,013 g
D) 0,018 g E) 0,051 g

93. El ácido sulfúrico concentrado al 98% en masa oxida fácilmente a una lamina de cobre.

$$Cu_{(s)} + H_2SO_{4(ac)} \longrightarrow CuSO_{4(ac)} + SO_{2(g)} + H_2O_{(\ell)}$$

El procedimiento consistió en disolver 160g de lámina en un recipiente grande que contenía 250 mL del ácido concentrado, cuya densidad es 1,84 g/mL. Calcular el porcentaje en masa de cobre puro dada por la lámina
Masa molar (g/mol): Cu=63,5; S=32; O=16, H=1

A) 78,50% B) 95,42% C) 99,80%
D) 91,25% E) 85,86%

94. Halle el número de equivalentes de 0,25 mol de H_3PO_4 que al reaccionar con NaOH, se convierte en NaH_2PO_4.

A) 0,25 B) 0,5 C) 0,75
D) 1,0 E) 1,25

95. Halle la masa equivalente (en g/eq) de un óxido metálico, sabiendo que la masa equivalente de su correspondiente sulfato metálico es 57g/eq.

A) 17 B) 46 C) 52
D) 57 E) 63

96. Dada la siguiente reacción redox en medio ácido.

$$Cr_2O_7^{2-} + C_2H_5OH \rightarrow Cr^{3+} + CH_3COOH$$

¿Cuál es el número de equivalentes de $K_2Cr_2O_7$ necesarias para oxidar 4,6g de alcohol etílico?

A) 0,1 B) 0,2 C) 0,3
D) 0,4 E) 0,5

97 Sobre el equivalente-gramo y ley del equivalente químico, indique verdadero (V) o falso (F).

I. Un gramo de H_2 es químicamente equivalente con 8 g de O_2.
II. En las reacciones redox, un equivalente-gramo involucra la transferencia de un electrón
III. La ley de equivalentes se puede aplicar, aún sin conocer toda la reacción.
IV. La ley de equivalentes plantea la igualdad del número de moles de sustancias que reaccionan.

A) VFVV B) FFVF C) VVVF
D) VVFV E) VFVF

98. Determine la cantidad de equivalentes-gramo de calcio, contenida en 340g de un mineral que contiene 80% de sulfato de calcio.
Masa atómica(uma): Ca=40; S=32

A) 4 B) 2,8 C) 3,2
D) 5,6 E) 8

99. En una cámara de combustión se queman 100 moles de $CH_{4(g)}$ utilizando 20% de $O_{2(g)}$ adicional respecto a la combustión completa. El 80% de $CH_{4(g)}$ forma $CO_{2(g)}$ y $H_2O_{(g)}$ y el 20% del $CH_{4(g)}$ produce $CO_{(g)}$ + $H_2O_{(g)}$.
Si el $O_{2(g)}$ empleado se obtiene del aire (que está formado por 21% molar de $O_{2(g)}$ y 79% molar de $N_{2(g)}$) determine la composición de los gases emitidos por la chimenea de la cámara de combustión (% molar de $CO_{2(g)}$, $CO_{(g)}$ y $H_2O_{(g)}$, respectivamente).

A) 6,4 ; 1,6 ; 10,7
B) 6,4 ; 1,6 ; 16,0
C) 16,6; 16,6, 66,8
D) 26,7; 6,7 ; 66,6
E) 26,7; 6,7 ; 60 0

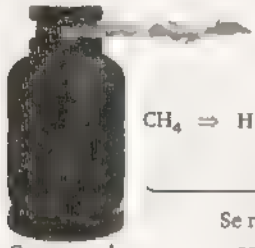
100. Una mezcla equimolar de HCl y HNO_3 pesa 39,8 g. Calcule la masa de una solución al 20% en masa de $Ba(OH)_2$ que se necesita para neutralizar la solución ácida.
Masa atómica
N = 14, Cl=35,5; Ba=137

A) 342 g B) 324 g C) 128 g
D) 286 g E) 171 g

RESOLUCIÓN DE PROBLEMAS

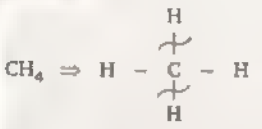
Resolución 1: $CH_4 + 2O_2 \rightarrow CO_2 + 2H_2O$

I. La reacción de combustión es un fenómeno químico.

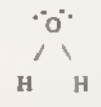


Gas natural presenta mayor % de metano (CH_4)

Combustión

$CH_4 \Rightarrow$ 

Se rompen enlaces

$\Rightarrow$ 

Se forman nuevos enlaces

→ La proposición es verdadera

II. $CH_4 + 2O_2 \rightarrow CO_2 + 2H_2O$

1 2 1 2

3 3

En este caso se cumple.

→ La proposición es verdadera.

III $CH_4 + 2O_2 \rightarrow CO_2 + 2H_2O$

1 mol	2 mol	1 mol	2 mol	Relación molar
16g	64g	44g	36g	Relación de masa
80g		80g		Conservación de masas Lavoisier

→ La proposición es verdadera.

La secuencia correcta es: VVV.

Rpta.: B

Resolución 2:

A) La ecuación química es la representación matemática de una reacción química.

→ La alternativa es correcta

B) →: Ecuación irreversible.

⇌: Ecuación reversible

Veamos: $H_2 + O_2 \rightarrow H_2O$

Sin embargo; por convención los reactantes siempre van a la izquierda y los productos a la derecha.

→ La alternativa es correcta

C) Se forman nuevos productos con diferentes propiedades.

→ La alternativa es correcta.

D) El número de moles NO se conserva, ejemplo:

$1N_2$	+	$3H_2$	→	$2NH_3$
1 mol		3 mol		2 mol
4 mol				2 mol

→ No se conserva.

E) En una reacción se rompen enlaces y se forman nuevos enlaces.

→ La alternativa es correcta

La alternativa INCORRECTA es D.

Rpta.: D

Resolución 3:

a) $\underbrace{2KClO_3}_{\text{Un solo reactante}} \xrightarrow{\Delta} KCl + 3O_2$ Descomposición.

b) $2Na + Cl_2 \longrightarrow \underbrace{NaCl}_{\text{Un solo producto}}$ Síntesis.

c) $Zn + 2HCl \longrightarrow ZnCl_2 + H_2$ (Zn: Desplaza a) Sustentación o desplazamiento simple.

d) $Mg(OH)_2 + H_2SO_4 \longrightarrow MgSO_4 + 2H_2O$ Doble desplazamiento o metátesis.

. La secuencia correcta es: dcba

Rpta.: E

Resolución 4: Completando la proposición:

En las reacciones redox, el agente reductor es el que SE OXIDA, y el agente oxidante es el que SE REDUCE.

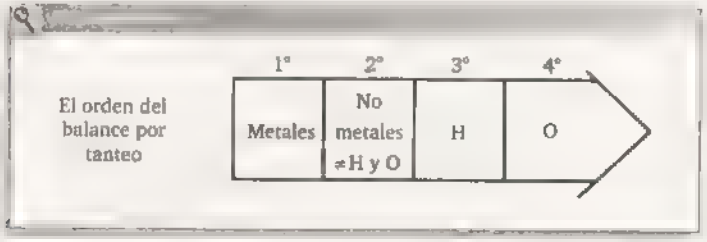
Secuencia correcta: Se oxida – se reduce.

Rpta.: A

Resolución 5: Balanceando las ecuaciones:

a) $2Fe(OH)_3 + 3H_2SO_4 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 + 6H_2O$

b) $2SO_2 + O_2 \rightleftarrows 2SO_3$



I. $\overset{+3\ -2+1}{Fe(OH)_3} + \overset{+1\ +6\ 2}{H_2(SO)_4} \rightarrow \overset{+3\ +6\ -2}{Fe_2(SO_4)_{3(ac)}} + \overset{+1\ -2}{H_2O} + Q$

⇓ Reacción Irreversible

⇓ Libera calor exotérmica

Se nota que los E. O. (NO) cambian, por lo tanto es una reacción (NO) redox.

→ La proposición es verdadera.

II. $\overset{(-4)}{2S}O_2 + \overset{(0)}{O_2} \rightleftarrows \overset{+6\ 2}{2SO_3}$

⇓ Reacción reversible

Se nota que el estado de oxidación cambia, es una ecuación REDOX.

→ La proposición es verdadera.

III. $\underbrace{2SO_2 + 1O_2}_{\text{Suma de coeficientes es 3}} \rightleftarrows 2SO_3$

→ La proposición es verdadera.

IV. $2Fe(OH)_3 + \underbrace{3H_2SO_4}_{\substack{\text{ácido oxácido} \\ \text{coeficiente = 3}}} \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 + 6H_2O + Q$

→ La proposición es falsa.

· La secuencia correcta es: VVVF

Rpta.: C

Resolución 6: $\overset{+2}{Fe(OH)_2} + \overset{+6}{H_2SO_4} \rightarrow \overset{+2\ 6}{FeSO_4} + H_2O$

Hidróxido ferroso — Acido sulfurico

- La clasificación según la obtención del producto: doble desplazamiento.
- La clasificación según los electrones transferidos. No redox.

∴ Es una reacción no redox.

Rpta.: B

Resolución 7:

a) $MgCO_{3(s)} \xrightarrow{\Delta} MgO_{(s)} + CO_{2(g)}$ Descomposición

b) $2K + Cl_2 \longrightarrow 2KCl$ Adición

c) $Zn + HCl \longrightarrow ZnCl_2 + H_2$ Sustitución

d) $Ca(OH)_2 + 2HCl \longrightarrow CaSO_4 + 2H_2O$ Metátesis o doble sustitución

. La secuencia correcta es: dcba

Rpta.: D

Resolución 8: a) $3Fe + 4H_2O \longrightarrow Fe_3O_4 + 4H_2 + Q$ Desplazamiento simple

Irreversible — Calor (Exotermica)

b) $SnO + CO \rightleftharpoons Sn + CO_2$

Reversible

I. a) es una reacción exotermica debido a que libera calor, es una reacción irreversible

→ La ecuación es verdadera.

II. b) en una reacción reversible.

→ La proposición es verdadera.

III. Solo (a) es de desplazamiento simple

→ La proposición es falsa.

. La secuencia correcta es. VVF

Rpta.: C

Resolución 9: I. $LiCl + Pb(NO_3)_2 \longrightarrow PbCl_2 + LiNO_3$

Es una reacción de doble desplazamiento o también llamado metátesis.

→ Es una reacción de metátesis

II. $H_2SO_4 + NH_3 \longrightarrow (NH_4)_2SO_4$

Un solo producto

→ Es una reacción de adición o síntesis.

III. $2KClO_3 \longrightarrow 2KCl + 3O_2$

Un solo reactante

→ Es una reacción de descomposición

∴ Secuencia. Metátesis – adición – descomposición

Rpta.: E

Resolución 10: A) Oxidación / Reducción

$\overset{0}{P_4} + 6\overset{0}{Cl_2} \rightleftharpoons 4\overset{+3}{P}\overset{-1}{Cl_3}$

Un solo producto

→ La alternativa es incorrecta.

B) $HCl + NaOH \longrightarrow NaCl + H_2O$

Es metátesis (Doble desplazamiento), NO es redox.

→ La alternativa es incorrecta.

C) $N_2 + O_2 + \underset{\text{Endotermica}}{\text{Calor}} \overset{\text{reversible}}{\rightleftharpoons} 2NO$

→ La alternativa es incorrecta.

D) * Combustion del metano e irreversible

$CH_4 + O_2 \longrightarrow CO_2 + H_2O + \text{Calor}$

* No es irreversible

$N_2 + O_2 + \text{Calor} \rightleftharpoons 2NO$

→ La alternativa es incorrecta

E) $\overset{0}{Zn} + \overset{+1\,-1}{H\,Cl} \longrightarrow \overset{+2}{Zn}Cl_2 + \overset{0}{H_2}$

Oxidación

Reducción

. La alternativa correcta es: E

Rpta.: E

Resolución 11: $2K_3PO_4 + 3Ca(NO_3)_2 \rightarrow Ca_3(PO_4)_2 + 6KNO_3$

Reacción Irreversible

Toda reacción de doble desplazamiento (metátesis) es una reacción (NO) redox.

- K_3PO_4 Fosfato de potasio.
- $Ca(NO_3)_2$: Nitrato de calcio.
- $Ca(PO_4)_2$ Fosfato de calcio.

Los cuatro compuestos que participan en la reacción son sales oxisales.

- KNO_3 : Nitrato de potasio

$2K_3PO_4 + 3Ca(NO_3)_2 \rightarrow Ca_3(PO_4)_2 + 6KNO_3$

$$\sum_{\text{estequiométricos}}^{\text{Coeficientes}} = 2 + 3 + 1 + 6 \quad 12$$

Rpta.: D

Resolución 12: I. $\overset{+5\ -2}{V_2O_5} + 5\overset{0}{Ca} \longrightarrow \overset{0}{2V} + 5\overset{+2}{CaO}$

Reducción

Oxidación

→ Se oxida el calcio (Ca).

II. $\overset{0}{Fe_{(s)}} + \overset{0}{CuSO_4} \longrightarrow \overset{+2}{FeSO_4} + \overset{0}{Cu}$

Oxidación

Reducción

→ Se oxida el hierro (Fe).

III. $3\overset{0}{Mg} + \overset{0}{N_2} \longrightarrow \overset{+2\ -3}{Mg_3N_2}$

Oxidación

Reducción

→ Se oxida el magnesio (Mg).

∴ La secuencia correcta es: Ca, Fe, Mg.

Rpta.: E

Resolución 13: $1Pb(NO_3)_2 + 2KI \rightarrow 1PbI_2 + 2KNO_3$

∴ Σ coeficientes $1 + 2 = 3$

Rpta.: B

Resolución 14: $MgCO_3 + 2HCl \rightarrow MgCl_2 + H_2O + CO_2$

Σ coeficientes = 1 + 2 + 1 + 1 + 1

Σ coeficientes = 6

Rpta.: D

Resolución 15:

(+) $2 \times (\overbrace{4H^+ + MnO_4^-}^{+3} \xrightarrow{+3e^-} \overbrace{MnO_2 + 2H_2O}^{0})$ Reducción

$3 \times (2I^- \xrightarrow{-2e} I_2)$ Oxidante

$\underline{8H^+} + 6I^- + 2MnO_4^- \longrightarrow 2MnO_2 + \underline{4H_2O} + I_2$

Coeficiente H^+ : 8

Moles e^- transferidos: 6

Moles de agua: 4

∴ La secuencia correcta es. 8, 6; 4

Rpta.: A

Resolución 16: Balanceamos las semirreacciones en medio ácido

A) $2H^+ + \overset{(+5)}{NO_3^-} \xrightarrow{+2e} \overset{(+3)}{NO_2} + H_2O$ (semirreacción de reducción)

se reduce

B) $14H^+ + \overset{-6}{Cr_2O_7^{2-}} + 6e \longrightarrow 2Cr^{3+} + 7H_2O$ (semirreacción de reducción)

se reduce

C) $6H^+ + \overset{(+5)}{KBrO_3} + 6^- \longrightarrow \overset{(-1)}{KBr} + 3H_2O$ (semirreacción de reducción)

se reduce

D) $4H^+ + \overset{(+1)}{2ClO} + 2e^- \longrightarrow \overset{(0)}{Cl_2} + 2H_2O$ (semirreacción de reducción)

se reduce

E) $H_2O + \overset{(+4)}{SO_3^{2-}} \longrightarrow \overset{(+6)}{SO_4^{-2}} + 2H^+ + 2e^-$ (semirreacción de reducción)

se oxida

. La semirreacción de oxidación es la E.

Rpta.: E

Resolución 17: Para el siguiente proceso redox:

$$NH_3 + O_2 \rightleftarrows N_2 + H_2O$$

Su balance se desarrolla según:

* Identificamos a las especies que se oxidan y reducen mediante la determinación de los estados de oxidación (E. O.)

$\overset{(-3)}{N}H_3 + \overset{(0)}{O_2} \rightleftarrows \overset{(0)}{N_2} + \overset{(-2)}{H_2O}$

se oxida

se reduce

* Balance de átomos y cargas:

$\times 2(2NH_3 \rightarrow N_2 + 6H^+ + 6e^-)$ | (+)

$\times 3(O_2 + 4H^+ + 4e^- \rightarrow 2H_2O)$ |

$4\underbrace{NH_3}_{\text{Agente reductor}} + 3\underbrace{O_2}_{\text{Agente oxidante}} \rightleftarrows 6\underbrace{H_2O}_{\text{Especie reducida}} + 2\underbrace{N_2}_{\text{Especie oxidada}}$

A) La ecuación química: $NH_{3(g)} + O_{2(g)} \rightleftarrows N_{2(g)} + H_2O_{(\ell)}$

⇓

Reversible

→ Se clasifica como reversible y desplazamiento simple.

→ La alternativa es incorrecta.

B) Se observa en la ecuación química balanceada que el agente reductor es el amoníaco (NH_3).

→ La alternativa es incorrecta.

C) La suma de los coeficientes estequiométricos es:

Σ coef. : 4 + 3 + 6 + 2 = 15

→ La alternativa es correcta.

D) Se observa en la ecuación química balanceada que la especie oxidada es el nitrógeno gaseoso(N_2).

→ La alternativa es incorrecta.

E) Por la ecuación estequiométrica.

12 mol e^- → 2 mol N_2

3 mol e^- → x

→ x = 0,5 mol N_2

→ La alternativa es incorrecta.

. La alternativa correcta es C.

Rpta.: C

Resolución 18: $NO_3^- \longrightarrow NO$

Como nos piden las moléculas H_2O, debemos balancearlo en medio ácido.

$\overbrace{4H^+}^{+3}_{(1)} + NO_3^- \xrightarrow{+3e^-} \overbrace{NO + 2H_2O}^{0}_{(2)}$ Semirreacción de reducción

(1) Se coloca iones H^+ la cantidad suficiente para balancear los átomos de H^+.

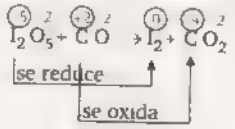
(2) Se coloca moléculas de H_2O, la cantidad suficiente para balancear los O.

Moles de H_2O: 2

#e transferidos: 3

Rpta.: C

Resolución 19: Hallamos los estados de oxidación y reconocemos a cada semirreacción:



I. Al cambiar su estado de oxidación de +2 a +4 (su estado de oxidación aumenta), el carbono se oxida.

→ La proposición es verdadera

II. Como el monóxido de carbono (CO) se oxida sera el agente reductor El I_2O_5 al reducirse será el agente oxidante.

→ La proposición es falsa.

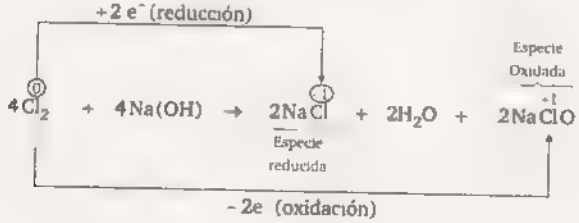
III. La forma reducida es el I_2 pues se obtiene de la reducción del I_2O_5.

→ La proposición es verdadera.

∴ La secuencia correcta es: VFV

Rpta.: A

Resolución 20: Cloro gaseoso + Hidróxido de sodio → Cloruro de sodio + Agua + Hipoclorito de sodio



A) Es una reacción REDOX, cuando una misma sustancia se oxida y se reduce, es una reacción de dismutación o desproporción.

B) El cloro se reduce y se oxida

C) La especie reducida es el NaCl.

D) La sal oxisal NaClO, es la especie oxidada.

E) Veamos: $Cl_2 : 4$ $H_2O : 2$
$NaOH : 4$ $NaClO . 2$
$NaCl: 2$

→ Σ coeficientes : 4 + 4 + 2 + 2 + 2 = 14

∴ La proposición incorrecta es E.

Rpta.: E

Resolución 21: $M = 56$ g/mol $\quad \overline{M} = 122,5$ g/mol

$$\overbrace{6KOH} + 3Cl_2 \longrightarrow \overbrace{KClO_3} + 5KCl + 3H_2O$$

6 mol → 1 mol
6(56 g) → 122,5 g
180 g → m_{KClO_3}

∴ $m_{KClO_3} = 65,6$ g

Rpta.: E

Resolución 22: El dato es 762 g de cobre elemental, Cu y nos piden la masa total de los productos, es decir: $m_{total} = m_{Cu(NO_3)_2} + m_{NO} + m_{H_2O}$

Respecto a lo anterior se debería calcular cada una de estas masas a partir de 762 g de Cu. Esto implica hacer tres cálculos y toma tiempo, por ello simplificamos los cálculos. Determinamos la masa de HNO_3, que sumado a la masa de cobre es también la masa total según la ley de conservación de masa (A. Lavoisier).

$\overline{M} = 63,5$ $\overline{M} = 63$

$$\overbrace{3Cu} + 8\overbrace{HNO_3} \longrightarrow 3Cu(NO_3)_2 + 2NO + 4H_2O$$

Relacionando las masas tenemos

$3 \times 63,5$ g Cu ⟶ 8×63 g HNO_3

762 g Cu ⟶ m_{HNO_3}

Luego: $m_{HNO_3} = 2016$ g

Por último $m_{total} = m_{Cu} + m_{HNO_3} = 762\text{g} + 2016\text{g} = 2778\text{g}$

Rpta.: D

Resolución 23:

Aquí se debe calcular la masa de un reactante (SO_3) a partir de la masa de un producto (H_2SO_4)

Lo primero sería convertir la masa dato de H_2SO_4 en miligramos (mg).

Relacionando las masas tenemos

Entonces

$$m_{H_2SO_4} \quad 0{,}049g$$

$$m_{H_2SO_4} = 0{,}049g \times \frac{10^3 mg}{1g}$$

$$= 49mg$$

Balanceando la ecuación y determinando las relaciones de masa entre SO_3 y el H_2SO_4 tenemos

$$M = 80 \qquad \overline{M} = 98$$

$$1SO_{3(g)} + 1H_2O_{(v)} \longrightarrow 1H_2SO_{4(\ell)}$$

$$1 \times 80g \ SO_3 \longrightarrow 1 \times 98g \ H_2SO_4$$

$$m_{SO_3} \longrightarrow 49mg \ H_2SO_4$$

resolviendo se tiene que $m_{SO_3} = 40\,mg$

Rpta.: B

Resolución 24:

Los datos del problema son

$m_{MCO_3} = 210g$ y $m_{CO_2} = 110g$

Nos piden M.A(M), al cual le llamaremos x.

Para un elemento su masa atómica y su masa molar numéricamente son iguales, solo se diferencian en sus unidades.

M.A en uma y M en g/mol.

Por ello $\overline{M}_{(M)} = x$

Entonces

$$M_{MCO_3} = x + 60g/mol \text{ y } M_{CO_2} = 44g/mol$$

Balanceando la ecuación

$$\overline{M} = x + 60 \qquad \overline{M} = 44$$

$$\overbrace{1MCO_{3(s)}} \longrightarrow 1MO_{(s)} + \overbrace{1CO_{2(g)}}$$

Relacionando las masas y considerando en todos los cálculos de las unidades correctas.

$(x + 60)g \ MCO_3 \qquad 44g \ CO_2$

$210g \ MCO_3 \qquad 110g \ CO_2$

Resolviendo tenemos

$(x + 60)g \times 110\,g = 44g \times 210\,g$

$x = 24$

Entonces

$M_{(M)} = 24g/mol$

y finalmente la M.A (M) = 24 uma

Rpta.: D

Resolución 25:

El ion producido: Zn^{2+}

1mol de $Cu^{2+} = 6 \times 10^{23}$ de ion Cu^{2+}

Relacionamos la masa y el mol.

$$\overline{M} = 63{,}5$$

$$1Zn + \overbrace{1Cu^{2+}} \longrightarrow 1Zn^{2+} + 1Cu$$

$$1 \times 63{,}5g \qquad 1 \times 6 \times 10^{23}$$

$$1{,}27g \qquad \text{N.º de ion } Zn^{2+}$$

$$\text{N.º de ion } Zn^{2+} = \frac{1{,}27 \times 6 \times 10^{23}}{63{,}5}$$

$$\text{N.º de ion } Zn^{2+} = 1{,}2 \times 10^{22}$$

Rpta.: A

Resolución 26:

Balanceamos la ecuación química.

Consideramos el O_2 consumido que corresponde a la combustión del etanol.

Relacionamos la masa de C_2H_5OH y la cantidad de moléculas de O_2.

$$\overset{M=46}{\overbrace{1C_2H_5OH}} + \underbrace{3O_2} \longrightarrow 2CO_2 + 3H_2O$$

$1\times 46g$ ——— $3\times 6\times 10^{23}$ moléculas

$m_{C_2H_5OH}$ ——— $7,2\times 10^{24}$ moléculas

$$m_{C_2H_5OH} = \frac{7,2\times 10^{24}\times 46g}{3\times 6\times 10^{23}}$$

$$m_{C_2H_5OH} = 184g$$

Rpta.: D

Resolución 27:

La semirreacción (una parte de la reacción total) está balanceada.

$Cr_2O_7^{2-}$: $\bar{M} = 216g/mol$

Relacionamos la masa y el mol

$M = 216$

$$\underbrace{1Cr_2O_7^{2-}} + 14H^+ + \underbrace{6e^-} \rightarrow 2Cr^{3+} + 7H_2O$$

$216\,g$ ——— $6\times mol$

$10,8g$ ——— N.°de electrones

$$\text{N.°de electrones} = \frac{10,8\times 6mol}{216}$$

N° de electrones: 0,3mol

Rpta.: A

Resolución 28:

Balanceamos la ecuación química.

Aplicaremos la ley de Gay Lussac entre los gases citados.

$$1CH_{4(g)} + 2Cl_{2(g)} \longrightarrow 1CH_2Cl_{2(\ell)} + 2HCl_{(g)}$$

1L ——— 2L

V_{CH_4} ——— 14L

$$V_{CH_4} = \frac{1L\times 14L}{2L} = 7L$$

Rpta.: A

Resolución 29:

Balanceamos la ecuación química.

Consideramos que los gases están a la misma condición de presión y temperatura.

$$2N_{2(g)} + 6H_2O_{(g)} \longrightarrow 3O_{2(g)} + 4NH_{3(g)}$$

$V_{reactante} = (2+6)L$ $\qquad$ $V_{producto} = (3+4)L$

$$CV = \frac{V_{reactante} - V_{producto}}{V_{reactante}}$$

$$CV = \frac{8L - 7L}{8L} = \frac{1}{8}$$

Rpta.: C

Resolución 30:

Balanceamos la ecuación química.

Se calcula de manera independiente el volumen de cada reactivo.

La respuesta es la suma de volumen.

$$2N_{2(g)} + 5O_{2(g)} \longrightarrow 2N_2O_{5(g)}$$

2L $\quad$ 5L ——— 2L

V_{N_2} $\quad$ V_{O_2} $\quad$ $80m^3$

$$V_{N_2} = \frac{2 \times 80m^3}{2} = 80m^3$$

$$V_{O_2} = \frac{5 \times 80m^3}{2} = 200m^3$$

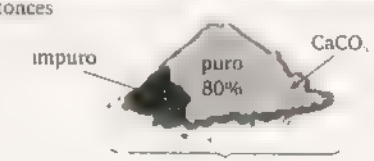
$$V_{total} = 280m^3$$

Rpta.: A

Resolución 31:

Los cálculos estequiométricos se realizan con cantidades químicamente puras. La caliza no es pura, por ello debemos usar solo el 80% de su masa, el cual le corresponde al $CaCO_3$.

Entonces



500 g de caliza

$$m_{CaCO_3} = 80\%(500g)$$

$$m_{CaCO_3} = \frac{80}{100}(500g) = 400g \text{ (masa pura)}$$

Con esta masa y la ecuación balanceada se puede calcular la masa de CaO que nos piden.

Ecuación

$$\overbrace{1CaCO_{3(s)}}^{\overline{M}=100} \longrightarrow \overbrace{1CaO_{(s)}}^{\overline{M}=56} + 1CO_{2(s)}$$

Relacionando las masas tenemos

$$100gCaCO_3 \text{ ——— } 56gCaO$$

$$400gCaCO_3 \text{ ——— } m_{CaO}$$

Resolviendo se tiene que

$$m_{CaO} = 224g$$

Rpta.: B

Resolución 32: Al 48,5% de pureza se generan 485 g de blenda, luego:

$$2ZnS + 3O_2 \longrightarrow 2SO_2 + 2ZnO$$

(M) 194g ——→ 96g

Masa 485g ——→ m_{O_2}

$\rightarrow m_{O_2} = 240g$

$$\rightarrow n°_{moles} = n = \frac{m_{O_2}}{M} = \frac{240}{32}$$

$\therefore n = 7,50$

Rpta.: B

Resolución 33:

I. Falso

Tanto las reacciones exotérmicas como endotérmicas, para que se lleven a cabo requieren siempre haber sido activadas, es decir, haberse absorbido una cantidad mínima de energía llamada energíade activación. La definición si la reacción es endotérmica, lo dará el conocimiento de su entalpía de reacción (ΔH).

II. Falso

Las reacciones químicas pueden llevarse a cabo en una misma fase, o en un mismo estado de agregación. Por ejemplo,

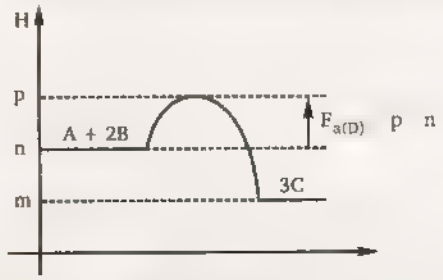
$2H_{2(g)} + 1O_{2(g)} \rightarrow 2H_2O_{(g)}$, vemos que aquí se lleva a cabo en el estado gaseoso.

III. Falso

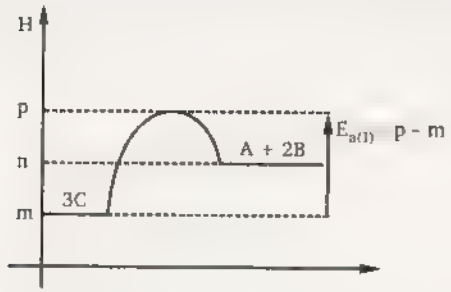
Sea por ejemplo la siguiente reacción reversible, cuya ecuación simbólica se presenta.

$$A + 2B \underset{I}{\overset{D}{\rightleftharpoons}} 3C + \text{energía}$$

Se indica gráficamente su E_a según el sentido que se desarrolla.



A + 2B → 3C



$3C \rightarrow A + 2B$

Como vemos

$E_{a(D)} \neq E_{a(I)}$

Rpta.: C

Resolución 34:

$$1C_3H_8 + 5O_2 \longrightarrow 3CO_2 + 4H_2O + Q$$

Masa 220g $\longrightarrow$ $m_{(CO_2)}$

(M) 44g $\longrightarrow$ 132g

$\rightarrow m_{(CO_2)} = 660g$

Cuando reacciona al 80% de rendimiento, tenemos:

660 $\longrightarrow$ 100%

x $\longrightarrow$ 80%

$\rightarrow x = 528g$

Calculamos el número de moles:

$$n = \frac{528}{44} \quad 12$$

$\therefore n_{(CO_2)} = 12$ moles

Rpta.: E

Resolución 35:

$$Fe + O_2 \longrightarrow Fe_xO_y$$

70g 30g 100g

$\#Eq - g\,Fe \quad \#Eq \quad g\,O_2$

$$\frac{m_{Fe}}{m - Eq(Fe)} = \frac{m_{O_2}}{m - Eq(O_2)}$$

$$\frac{70}{m - Eq(Fe)} = \frac{30}{8}$$

$\therefore m - Eq(fe) = 18,66$

Determinemos el estado de oxidación del hierro.

$$m - Eq(Fe) = \frac{M.A}{\theta} = \frac{56}{\theta}$$

$$\theta = \frac{56}{18,66} = 3$$

$E.O(Fe) = +3$

Rpta.: C

Resolución 36: Se supone que el óxido se formó, asumimos que hay 100 g

$$M + O_2 \longrightarrow M_2O_x$$

71,42g 28,58 100g

Se cumple la ley de equivalentes:

$\#Eq - g(M) = \#Eq - g(O_2)$

$$\frac{m_M}{m \quad Eq(M)} = \frac{m_{O_2}}{m - Eq(O_2)}$$

$$\frac{71,42}{m - Eq(M)} = \frac{28,58}{8}$$

$m - Eq(M) = 19,99$

Rpta.: B

Resolución 37:

$\theta = 2 \cdot 2\,mol\ e$

$2\,Eq\ g\ Cu(NO_3)_2 \longrightarrow 2\,mol\,N$

$5\,Eq\ g\ Cu(NO_3)_2 \longrightarrow x$

$\rightarrow x = 5\,mol\,N$

Ahora:

$1\,mol\,N \longrightarrow 6\times10^{23}$

$5\,mol\,N \longrightarrow x$

$\rightarrow x = 30\times10^{23}$

$x = 3\times10^{24}$

Rpta.: D

Resolución 38:

Para le siguiente proceso redox, el cual se desarrolla en medio ácido (H^+)

$$U_3O_8 + NO_3^- \rightarrow UO_2^{2+} + NO$$

Su balance se desarrolla según

. Identificamos a las especies que se oxidan y reducen mediante la determinación de los estados de oxidación (E.O)

$$\overset{(+16/3)}{U_3O_8} + \overset{(+5)}{NO_3} \rightarrow \overset{(+6)}{UO_2^{2+}} + \overset{(+2)}{NO}$$

Balance de átomos

$$U_3O_8 + 4H^+ \rightarrow 3UO_2^{2+} + 2H_2O$$

$$NO_3 + 4H^+ \rightarrow NO + 2H_2O$$

. Balance de cargas

$$\times 3(U_3O_8 + 4H^+ \rightarrow 3UO_2^{2+} + 2H_2O + 2e\ )$$

$$\times 2(NO_3 + 4H^+ + 3e \rightarrow NO + 2H_2O)$$

$$3U_3O_8 + 2NO_3^- + 20H^+ \rightarrow 9UO_2^{2+} + 2NO + 10H_2O$$

Se observa que en la ecuación química balanceada que el agente oxidante es NO_3 y el agente reductor es U_3O_8

oxidante 2

reductor 3

Rpta.: A

Resolución 39:

Para el siguiente proceso redox, el cual se desarrolla en medio ácido (H^+)

$$BrO_3^- + Br^- \longrightarrow Br_2$$

Su balance se desarrolla según.

. Identificamos a las especies que se oxidan y reducen mediante la determinación de los estados de oxidación (E.O)

$$\overset{(+5)}{BrO_3^-} + Br \longrightarrow \overset{(0)}{Br_2}$$

se reduce

. Balance de átomos

$$2BrO_3^- + 12H^+ \rightarrow Br_2 + 6H_2O$$

$$2Br \rightarrow Br_2$$

. Balance de cargas

$$\times 1(2BrO_3^- + 12H^+ + 10e^- \rightarrow Br_2 + 6H_2O)$$

$$5(2Br^- \longrightarrow Br_2 + 2e\ )$$

$$2BrO_3^- + 10Br^- + 12H^+ \rightarrow 6Br_2 + 6H_2O$$

Se observa que en la ecuación química balanceada el agente oxidante es BrO_3^- y el agente reductor es Br

$$\therefore \frac{\text{oxidante}}{\text{reductor}} = \frac{1}{5}$$

Rpta.: A

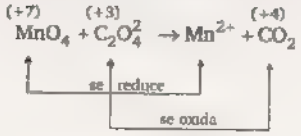
Resolución 40:

Para el siguiente proceso redox, el cual se desarrolla en medio ácido (H^+)

$$MnO_4^- + C_2O_4^{2-} \rightarrow Mn^{2+} + CO_2$$

Su balance se desarrolla según.

. Identificamos a las especies que se oxidan y reducen mediante la determinación de los estados de oxidación (E.O)



. Balance de átomos

$$MnO_4^- + 8H^+ \rightarrow Mn^{2+} + 4H_2O$$

$$C_2O_4^{2-} \rightarrow 2CO_2$$

Balance de cargas

$$\times 2(MnO_4^- + 8H^+ + 5e^- \rightarrow Mn^{2+} + 4H_2O)$$

$$\times 5(C_2O_4^{2-} \rightarrow 2CO_2 + 2e^-)$$

$$2MnO_4^- + 16H^+ + 5C_2O_4^{2-} \rightarrow 2Mn^{2} + 10CO_2 + 8H_2O$$

Agente oxidante — Agente reductor

Se observa que en la ecuación química balanceada el agente oxidante es MnO_4^- y el agente reductor es $C_2O_4^{2-}$

$$\therefore \frac{\text{oxidante}}{\text{reductor}} = \frac{2}{5}$$

Rpta.: A

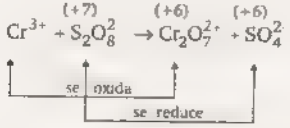
Resolución 41:

Para el siguiente proceso redox, el cual se desarrolla en medio básico (OH)

$$Cr^{3+} + S_2O_8^{2-} \rightarrow Cr_2O_7^{2+} + SO_4^{2-}$$

Su balance se desarrolla según:

. Identificamos a las especies que se oxidan y reducen mediante la determinación de los estados de oxidación (E.O)



Balance de átomos

$$2Cr^{3+} + 14OH^- \rightarrow Cr_2O_7^{2-} + 7H_2O$$

$$S_2O_8^{2-} \rightarrow 2SO_4^{2-}$$

Balance de cargas

$$\times 1(2Cr^{3+} + 14OH^- \rightarrow Cr_2O_7^{2-} + 7H_2O + 6e^-)$$

$$(+)\left(\times 3(S_2O_8^{2-} + 2e^- \rightarrow 2SO_4^{2-})\right)$$

$$2Cr^{3+} + 3S_2O_8^{2-} + 14OH^- \rightarrow Cr_2O_7^{2-} + 6SO_4^{2-} + 7H_2O$$

Agente reductor — Agente oxidante

Se observa que en la ecuación química balanceada el agente oxidante es MnO_4^- y el agente reductor es $C_2O_4^{2-}$

$$\therefore \frac{\text{oxidante}}{\text{reductor}} = \frac{2}{3}$$

Rpta.: A

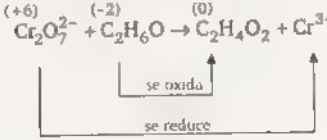
Resolución 42:

Para el siguiente proceso redox, el cual se desarrolla en medio ácido (H^+)

$$Cr_2O_{7(ac)}^{2-} + C_2H_5OH_{(ac)} \rightarrow CH_3COOH_{(ac)} + Cr_{(ac)}^{3+}$$

Su balance se desarrolla según.

. Identificamos a las especies que se oxidan y reducen mediante la determinación de los estados de oxidación (E.O)



. Balance de átomos

$$Cr_2O_7^{2-} + 14H^+ \rightarrow 2Cr^{3+} + 7H_2O$$

$$C_2H_5OH + H_2O \rightarrow CH_3COOH + 4H^+$$

E&M

Balance de cargas

$$\left.\begin{array}{l} {}_{\times}2(Cr_2O_7^{2-} + 14H^+ + 6e^- \rightarrow 2Cr^{3+} + 7H_2O) \\ {}_{\times}3(C_2H_5OH + H_2O \rightarrow CH_3COOH + 4H^+ + 4e^-) \end{array}\right\}(+)$$

$$2Cr_2O_7^{2-} + 3C_2H_5OH + 16H^+ \rightarrow 4Cr^{3+} + 3CH_3COOH + 11H_2O$$

Agente oxidante — Agente reductor

Se observa que en la ecuación química balanceada el agente oxidante es $Cr_2O_7^{2-}$ y el agente reductor es C_2H_5OH

agente oxidante ($Cr_2O_7^{2-}$) coeficiente + agente reductor (C_2H_5OH) coeficiente = 5

Rpta.: B

Resolución 43:

Para el siguiente proceso redox, el cual se desarrolla en medio ácido (H^+)

$$MnO_{4(ac)}^{2-} \rightarrow MnO_{2(s)} + MnO_{4(ac)}^-$$

Su balance se desarrolla según.

. Identificamos a las especies que se oxidan y reducen mediante la determinación de los estados de oxidación (E.O)

$$\overset{(+6)}{MnO_4^{2-}} \rightarrow \overset{(+4)}{MnO_{2(s)}} + \overset{(+7)}{MnO_4}$$

se reduce

se oxida

. Balance de átomos

$$MnO_4^{2-} + 4H^+ \rightarrow MnO_2 + 2H_2O$$

$$MnO_4^{2-} \rightarrow MnO_4^-$$

Balance de cargas

$$\left.\begin{array}{l} MnO_4^{2-} + 4H^+ + 2e^- \rightarrow MnO_2 + 2H_2O \\ {}_{\times}2(MnO_4^{2-} \rightarrow MnO_4^- + e^-) \end{array}\right\}(+)$$

$$3MnO_4^{-2} + 4H^+ \rightarrow MnO_2 + 2MnO_4 + 2H_2O$$

El coeficiente del agua es 2

Rpta.: B

Resolución 44:

Para el siguiente proceso redox, el cual se desarrolla en medio básico (OH)

$$BrO_{3(ac)} + MnO_{2(s)} \rightarrow Br_{(ac)} + MnO_{4(ac)}$$

Su balance se desarrolla según:

. Identificamos a las especies que se oxidan y reducen mediante la determinación de los estados de oxidación (E.O)

$$\overset{(+5)}{BrO_3^-} + \overset{(+4)}{MnO_2} \rightarrow \overset{}{Br} + \overset{(+7)}{MnO_4}$$

se reduce

se oxida

. Balance de átomos

$$BrO_3^- + 3H_2O \rightarrow Br^- + 6OH$$

$$MnO_2 + 4OH^- \rightarrow MnO_4 + 2H_2O$$

. Balance de cargas

$$BrO_3 + 3H_2O + 6e^- \rightarrow Br^- + 6OH$$

$$_{\times}2(MnO_2 + 4OH^- \rightarrow MnO_4 + 2H_2O + 3e^-)$$

$$BrO_3 + 2MnO_2 + 2OH^- \rightarrow 2MnO_4^- + Br^- + H_2O$$

Entonces por relación estequiométrica se tiene

$$1mol\ BrO_3 \xrightarrow{\text{se obtiene}} 1mol\ H_2O$$

Rpta.: A

Resolución 45:

Para el siguiente proceso redox, el cual se desarrolla en medio ácido (H^+)

$$SbH_3 + C\ell_2O \rightarrow H_4Sb_2O_7 + HC\ell$$

Su balance se desarrolla según:

. Identificamos a las especies que se oxidan y reducen mediante la determinación de los estados de oxidación (E.O)

$$\overset{(-3)}{SbH_3} + \overset{(+1)}{C\ell_2O} \rightarrow \overset{(+5)}{H_4Sb_2O_7} + \overset{(-1)}{HC\ell}$$

se oxida

se reduce

Balance de átomos

$$2SbH_3 + 7H_2O \rightarrow H_4Sb_2O_7 + 16H^+$$

$$C\ell_2O + 4H^+ \rightarrow 2HC\ell + H_2O$$

Balance de cargas

$$\times 1(2SbH_3 + 7H_2O \rightarrow H_4Sb_2O_7 + 16H^+ + 16e^-)$$

$$\times 4(C\ell_2O + 4H^+ + 4e \rightarrow 2HC\ell + H_2O)$$

$$2SbH_3 + 4C\ell_2O + 3H_2O \rightarrow H_4Sb_2O_7 + 8HC\ell$$

Agente reductor — Agente oxidante

Se observa que en la ecuación química balanceada el agente oxidante es $C\ell_2O$

coeficiente de $C\ell_2O$ es 4.

Rpta.: D

Resolución 46:

Se tiene el siguiente proceso redox:

$$Ag_2S + HNO_3 \rightarrow AgNO_3 + NO + S + H_2O$$

Su balance se desarrolla según:

- Identificamos a las especies que se oxidan y reducen mediante la determinación de los estados de oxidación (E.O)

$$\overset{(-2)}{Ag_2S} + \overset{(+5)}{HNO_3} \rightarrow AgNO_3 + \overset{(+2)}{NO} + \overset{0}{S} + H_2O$$

se oxida

se reduce

$$\times 3(\overset{-2}{S} \rightarrow \overset{0}{S} + 2e^-)$$

$$\times 2(NO_3^- + 4H^+ + 3e^- \rightarrow NO + 2H_2O)$$

$$\overset{-2}{3S} + 2NO_3^- + 8H^+ \rightarrow 2NO + 4H_2O + \overset{0}{3S}$$

Entonces los coeficientes en la ecuación original serían:

$$3Ag_2S + 2HNO_3 \rightarrow AgNO_3 + 2NO + 3S + 4H_2O$$

Finalizamos el balance por tanteo

$$3Ag_2S + 8HNO_3 \rightarrow 6AgNO_3 + 2NO + 3S + 4H_2O$$

Luego, se observa la proporción molar de 4 a 1 para el HNO_3 y NO

Rpta.: B

Resolución 47: Para el siguiente proceso redox:

$$MnO_2 + HCl \rightarrow MnCl_2 + H_2O$$

Su balance se desarrolla según:

- Identificamos a las especies que se oxidan y reducen mediante la determinación de los estados de oxidación (E. O.)

$$\overset{(+4)}{MnO_2} + \overset{(-1)}{HCl} \rightarrow \overset{(+2)}{MnCl_2} + Cl_2 + H_2O$$

se reduce

se oxida

- Balance de átomos y cargas:

$$\left.\begin{array}{l} (\overset{+4}{Mn} + 2e^- \rightarrow \overset{+2}{Mn}) \\ (2\overset{-1}{Cl} \rightarrow Cl_2 + 2e) \end{array}\right\}(+)$$

$$Mn + 2\overset{-1}{Cl} \rightarrow Cl_2 + \overset{-2}{Mn}$$

- Entonces los coeficientes en la ecuación original serían:

$$MnO_2 + 2HCl \rightarrow MnCl_2 + Cl_2 + H_2O$$

- Finalizamos el balance por tanteo:

$$MnO_2 + 4HCl \rightarrow MnCl_2 + Cl_2 + 2H_2O$$

Entonces la ecuación química balanceada es:

$$\underbrace{MnO_{2(s)}}_{\text{Agente oxidante}} + \underbrace{4HCl_{(ac)}}_{\text{Agente reductor}} \rightarrow \underbrace{MnCl_{2(ac)}}_{\text{Especie reducida}} + \underbrace{Cl_{2(g)}}_{\text{Especie oxidada}} + H_2O_{(\ell)}$$

- El coeficiente del agente reductor y de la especie oxidada respectivamente es: 4 y 1.

Rpta.: B

Resolución 48: Para el siguiente proceso redox:

$$SnO + CO \rightarrow Sn + CO_2$$

Se reconoce los estados de oxidación de cada especie:

$$\overset{(+2)}{Sn}\overset{}{O} + \overset{(+2)}{C}\overset{}{O} \rightarrow \overset{(0)}{Sn} + \overset{(+4)}{C}O_2$$

se reduce

se oxida

- La ecuación química balanceada es:

$$\underbrace{SnO}_{\text{Agente oxidante}} + \underbrace{CO}_{\text{Agente reductor}} \rightarrow \underbrace{Sn}_{\text{Especie reducida}} + \underbrace{CO_2}_{\text{Especie oxidada}}$$

. El agente oxidante y la especie oxidada respectivamente son: SnO, CO_2

Rpta.: A

Resolución 49:

$$\begin{array}{lllll} 2C & + & 1O_2 & \longrightarrow & 2CO \\ 2\text{ mol} & & 1\text{ mol} & & 2\text{ mol} \longrightarrow 22,4L \\ 10\text{ mol} & & 5\text{ mol} & & 10\text{ mol} \longrightarrow 224L \end{array} \Big) \times 10$$

Calculando la cantidad de antracita (en gramos) con 90% de pureza.

$$1\text{ mol} \longrightarrow 12g\ (100)$$
$$10\text{ mol} \longrightarrow x\ (90)$$
$$\rightarrow x = 133,3\ g$$

Convirtiendo a kilogramos:

$$1\text{ Kg} \longrightarrow 1000g$$
$$x \longrightarrow 133,3\ g$$
$$\therefore\ x = 0,13\ Kg$$

Rpta.: D

Resolución 50:

$$SiO_{2(s)} + 3C_{(s)} \longrightarrow SiC_{(s)} + CO_{(g)}$$

Dato:	20	15
Teórico:	60	36

RECUERDA

Si en un problema nos dan la masa de dos reactantes se busca el reactivo limitante.

Hallamos el reactivo limitante mediante el siguiente cociente

$$\phi = \frac{\text{cantidad dato}}{\text{cantidad teorico}}$$

$$\phi SiO_2 = \frac{20}{60} = 0,3 \quad \wedge \quad \phi_C = \frac{15}{36} = 0,416$$

Se observa que el menor cociente es del óxido de silicio SiO_2, esto quiere decir que SiO_2 es el reactivo limitante.

$$\rightarrow SiO_{2(s)} + 3C_{(s)} \rightarrow SiC_{(s)} + CO_{(g)}$$
$$20 \text{ —— } m$$
$$60 \text{ —— } 36$$
$$\rightarrow m = 10,7\ (\text{masa que reacciona}).$$
. masa que no reacciona = 15 – 10,7 = 4,3g

Rpta.: D

Resolución 51:

$$3Na_2O + 1P_2O_5 \longrightarrow 2Na_3PO_4$$

masa	10g	10g
$\overline{M}$	186g	142g

Hallando el reactivo limitante

$$\phi_{Na_2O} = \frac{10}{186} = 0,053 \quad \wedge \quad \phi_{P_2O_5} = \frac{10}{142} = 0,07$$

Se observa que el reactivo limitante es el óxido de sodio (Na_2O)

$$3Na_2O + P_2O_5 \longrightarrow 2Na_3PO_4$$
$$10g \text{ ———— masa teorica} = 17,6$$
$$186g \text{ ———— } 328g$$
$$\cdot\ \text{Rendimiento} = \frac{4,4}{17,6} \cdot 100\% = 25\%$$

Rpta.: D

E&M

Resolución 52:

$$CaCO_3 + 2HCl \longrightarrow 1CaCl_2 + 1CO_2 + 1H_2O$$

$$(2000g)(20\%) \longrightarrow m$$

$$(\overline{M})\quad 100g \longrightarrow 44g$$

$$\rightarrow m = 176g$$

Como tiene el 50% de rendimiento, la masa utilizada es:

$$m_{usado} = 88g$$

$$n_{(CO_2)} = \frac{88}{44} = 2mol$$

A condiciones normales, 1 mol contiene 22,4 L, entonces:

$$\therefore V_{C.N.} = 4,48 \times 10^1$$

Rpta.: D

Resolución 53:

$\overline{M} = 2g/mol$

$$2H_2 + O_2 \longrightarrow 2H_2O$$

4g	40g	$m_{H_2O\ teórico}$	Cantidad dato
4g	32g	36g	Cantidad teórico

Hallamos el reactivo limitante mediante el cociente

$$\boxed{\phi = \frac{\text{Cantidad dato}}{\text{Cantidad teórico}}}$$

$$\phi_{H_2} = \frac{4}{4} = 1 \qquad \phi_{O_2} = \frac{40}{32} = 1,2$$

El menor ϕ es el reactivo limitante. Por lo tanto el limitante es el H_2.

De la relación estequiométrica, podemos afirmar que:

$$m_{H_2O\ Teórica} = 36g \quad \left(\begin{array}{c}\text{Sin perdidas}\\ \text{Rendimiento} = 100\%\end{array}\right)$$

Calculo de la masa real

$$36g \longrightarrow 100\%$$

$$m_{Real\ H_2O} \longrightarrow 75\%$$

$$m_{Real\ H_2O} = 27g$$

Rpta.: D

Resolución 54:

$$\overline{M} = 14 \qquad \overline{M} = 1 \qquad \overline{M} = 17$$

$$N_2 + 3H_2 \longrightarrow 2NH_3$$

(Dato)	30g	20g	34g
(Teórico)	28g	6g	$m_{Real} = 5g$

$$\phi = \frac{30}{28} \qquad \phi = \frac{20}{6}$$

$$\phi = 1,07 \qquad \phi = 3,33$$

Se observa que el reactivo limitante es el N_2.

De la estequiometría: $1mol\,N_2 \longrightarrow 2mol\,NH_3$

$$28g \longrightarrow 2(17g)$$

$$30g \longrightarrow m_{NH_3}$$

$m_{NH_3} = 36,42g$ (masa teórica).

Cálculo del rendimiento:

$$R = \frac{\text{Cantidad real}}{\text{Cantidad teórica}} \times 100\% = \frac{5}{36,42} \times 100\%$$

$$\therefore R = 13,7\%$$

Rpta.: A

Resolución 55:

$$\overline{M} = 27 \qquad \overline{M} = 32 \qquad \overline{M} = 102$$

$$4Al + 3O_2 \longrightarrow 2Al_2O_3$$

16,74g	18,84g	$m_{Al_2O_3}$
4(27)	3(32)	2(102)

Calculamos ϕ: $\phi_{Al} = \frac{16,74}{4(27)} = 0,155 \qquad \phi_{O_2} = \frac{18,84}{3(32)} = 0,196$

Se observa que el limitante es Al.

Se trabaja con el reactivo limitante

$$4Al + 3O_2 \longrightarrow 2Al_2O_3$$

$$16,74g \longrightarrow m_{Al_2O_3}$$

$$108g \longrightarrow 204g$$

$$\therefore m_{Al_2O_3} = 31,62g$$

Rpta.: C

Resolución 56:

90% $m_{Al} = 0,258(90\%) = 0,2322g$

10% $m_{Mg} = 0,258(10\%) = 0,0258g$

$m_{Aleación} = 0,258g$

$\overline{M} = 24$ g/mol $\qquad \overline{M} = 2$ g/mol

$Mg + 2HCl \longrightarrow MgCl_2 + H_2$

24g ⟶ 2g

0,0258g ⟶ x

$M_{H_{2(1)}} = 0,00215g$

$\overline{M} = 27$ g/mol $\qquad \overline{M} = 2$ g/mol

$2Al + 6HCl \longrightarrow 2AlCl_3 + 3H_2$

$2 \times (27g) \longrightarrow 6g$

$0,2322g \longrightarrow m_{H_2}$

$M_{H_{2(2)}} = 0,0258g$

$\rightarrow m_{Total} = M_{H_{2(1)}} + M_{H_{2(2)}}$

$\therefore m_{Total} = 0,028$

Rpta.: A

Resolución 57: $C_6H_{12}O_6 \longrightarrow C_2H_5OH + CO_2$

REQUERIMIENTO

En la estequiometría solo se trabaja con sustancias puras.

Calculo de la masa pura de la glucosa.

$m_{glucosa} = 13\%(8Kg) = 1,04Kg = 1040g$

Calculo de la masa del dioxido de carbono.

$\overline{M} = 180 \qquad M = 44$

$C_6H_{12}O_6 \longrightarrow 2C_2H_5OH + 2CO_2$

1 mol ⟶ 2 mol

180g ⟶ 2(44g)

1040 ⟶ m_{CO_2}

$\therefore m_{CO_2} = 508,4g$

Rpta.: C

Resolución 58: a) Falso $\qquad 2NaCl + H_2SO_4 \longrightarrow Na_2SO_4 + 2HCl$

$2(58,5g) \longrightarrow$ 1mol (De la Estequiometría)

b) Verdadero $\qquad m_{pura\ CaCO_3} = 80\%(100) = 80g$

$Na_2SO_4 + CaCO_3 + 2C \rightarrow Na_2CO_3 + CaS + 2CO_2$

100g ⟶ 2(22,4L)

80g ⟶ V_{CO_2}

$V_{CO_2} = 35,84L$

c) Falso $\qquad NaCl + H_2SO_4 \rightarrow Na_2SO_4 + HCl$

$Na_2SO_4 + CaCO_3 + C \rightarrow Na_2CO_3 + CaS + CO_2$

$2NaCl + H_2SO_4 + CaCO_3 + 2C \rightarrow 2HCl + Na_2CO_3 + CaS + 2CO_2$

117g ⟶ 106 g

x ⟶ 106 T M

X = 117 TM

Rpta.: E

Resolución 59: I. $1CaCO_3 + 2HCl \longrightarrow 1CO_2 + 1H_2O + 1CaCl_2$

(m) 20g ⟶ x

$(\overline{M})$ 100 ⟶ 111

$\rightarrow x = 22,2g$

$\rightarrow$ La proposición es verdadera.

II. $1CaCO_3 \qquad 2HCl$

5g ⟶ x

100g ⟶ 73

$\rightarrow x = 3,65g$

Luego: $\qquad n_{moles} = \dfrac{3,65}{36,5} = 0,1$

$\rightarrow$ La proposición es falsa.

III. Para el CO_2 a C.N. $1\,mol \longrightarrow 22,4\,L$

$x \longrightarrow 112\,L$

$x = 5\ mol \quad M_{(CaCO_3)}$

Luego: $\overline{M}_{(CaCO_3)} = \dfrac{W_{(CaCO_3)}}{44}$

$W_{(CaCO_3)} = 220$

Se tiene: $x \longrightarrow 220$ peso de CO_2

$100 \longrightarrow 44$

$\rightarrow x = 500g$

$\rightarrow$ La proposición es falsa.

. La secuencia correcta es: VFF

Rpta.: E

Resolución 60:

	1CaO	+ 3C	⟶	CaC_2	+	CO
masa	112	x				
$\overline{M}$	56	36		x = 72g		

I. Se requiere 72 g de C para reaccionar toda la cal viva.

$\rightarrow$ La proposición es falsa.

II. Veamos. $112 \longrightarrow x$

$56 \longrightarrow 28$

$\rightarrow x = 56$

Luego: $n_{Moles} = \dfrac{56}{28} = 2$

$1\ mol \longrightarrow 22,4\,L$

$2\,mol \longrightarrow x$

$\rightarrow x = 44,8\ L$

$\rightarrow$ La proposición es falsa.

III Veamos: $128 \longrightarrow 100\%$

$x \longrightarrow 60\%$

$\rightarrow x = 76,8\ g \quad \rightarrow$ La proposición es falsa.

La secuencia correcta es: FFF

Rpta.: D

Resolución 61:

	$2KClO_3$	⟶	2KCl	+	$3O_2$
masa	4,9g	⟶	m		
M	245g	⟶	149		

I. Por dato: m = 2,98g de KCl

$\rightarrow$ La proposición es verdadera.

II. De la proposición inicial, tenemos

$\rightarrow m = 1,92g$

Luego: $n = \dfrac{1,92}{32} = \dfrac{m_2}{6\times10^{23}}$

$\rightarrow m_2 = 36\times10^{21}$

$\rightarrow$ La proposición es falsa.

III. Veamos: $n_{(O_2)} = \dfrac{1,92}{32} = 0,06$

$1\ mol \longrightarrow 22,4 \times 10^3\,mL$

$0\ 06\ mol \longrightarrow v$

$\rightarrow v = 1,34\ L$

$\rightarrow v \quad 1,34\times10^3\,mL$

$\rightarrow$ La proposición es verdadera

. La secuencia correcta es: VFV

Rpta.: A

Resolución 62:

El reactivo limitante se halla con la siguiente relación

$$\phi \quad \frac{\text{cantidad dato}}{\text{cantidad teórico}}$$

$\phi_{Fe} \quad \dfrac{112g}{112g} \quad 1 \quad \wedge \quad \phi_{H_2SO_4} = \dfrac{490g}{294g} \quad 1,6$

Se observa que el limitante es el hierro (Fe)

	2Fe	+	$3H_2SO_4$	⟶	$1Fe_2(SO_4)_3$	+	$3H_2$
Dato							
Teórico $(\overline{M})$	112g		294g		400g		6g

A) El hierro es el reactivo limitante

$\rightarrow$ La alternativa es correcta.

B) De la ecuación balanceada, la masa molar y la masa son iguales, entonces

masa = 6g

$$n = \frac{m}{M} = \frac{6}{2} = 3$$

Luego:

1 mol ⟶ 22,4

3 mol ⟶ x

→ x = 67,2L

→ La alternativa es correcta.

C) $m_{exceso} = m_{total} - m_{reacciona} = 490 - 294$

→ $m_{exceso} = 196g$

→ La alternativa es correcta

D) De la ecuación balanceada.

→ La alternativa es correcta.

E) Según la relación, tenemos:

$$\frac{1\,mol}{2} = \frac{x}{3}$$

→ x = 1,5 mol (H_2SO_4)

La alternativa INCORRECTA es E.

Rpta.: E

Resolución 63: $1C_2H_5OH + 3O_2 \longrightarrow 2CO_2 + 3H_2O$

I. 1 mol(O_2) —— 32g ⟶ 1mol(H_2O) —— 18g

3mol (O_2) —— 96g ⟶ 3mol(H_2O) —— x

→ x = 54g

II. $1C_2H_5OH + 3O_2 \longrightarrow 2CO_2 + 3H_2O$

masa y ⟶ 220g

($\bar{M}$) 46 ⟶ 88g

→ y = 115 g de etanol.

III. Según la ecuación balanceada, se producen 2 moles de CO_2, es decir:

→ Se produce 44,8 L de CO_2 a C. N

. La secuencia correcta es 54,0 – 115,0 44,8 L.

Rpta.: D

Resolución 64:

	$2Na$	+	$2H_2O$	⟶	$2Na(OH)$	+	$1H_2$	+	Q
($\bar{M}$)	46g		36g				2g		

* El reactivo limitante es el sodio

* La masa del reactivo en exceso es.

$$m_{exceso} = 180 - 36 - 144\ g$$

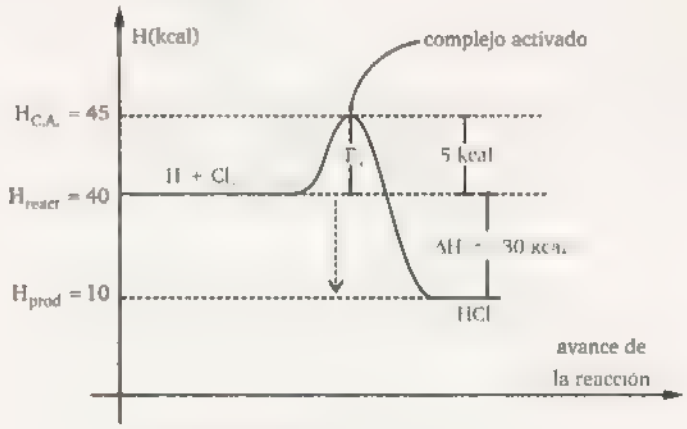
* Se forman: $n_{(H_2)} = \frac{2g}{2} = 1$ mol a C. N.

→ Se forman 22,4 L de H_2

∴ La secuencia correcta: sodio, 144, 22,4

Rpta.: E

Resolución 65: Según el esquema



La reacción se presentará así

$$\frac{1}{2}H_2 + \frac{1}{2}Cl_2 \rightarrow HCl + 30kcal$$

también así

$$\frac{1}{2}H_2 + \frac{1}{2}Cl_2 \rightarrow 2HCl \qquad \Delta H_{rxn} = -30kcal$$

(↓ reacción exotérmica: se libera energía)

En la reacción se libera 30 kcal por cada 1/2 mol de reactante, o 60 kcal por cada mol de reactante. La energía de activación (E_a) es 5 kcal, y el complejo activado presenta el mayor contenido de energía, $H_{C.A.}$ = 45kcal.

Rpta.: D

Resolución 66: Hay dos formas de reconocer si una reacción es de tipo endotérmica.

a) Cuando el calor de reacción está ubicado a la izquierda, o en la zona de reactantes, así: Reactantes + $\Delta H \rightarrow$ Productos

b) Cuando el calor de reacción no forma parte de la ecuación, llámese reactante o producto, sino que está ubicado a un costado y se indica el signo positivo que le caracteriza. Reactantes $\rightarrow$ productos $\Delta H_{rxn} > 0$

Analizando cada alternativa, tenemos

I. La reacción de fotosíntesis es de tipo endotérmico.

II. La reacción de neutralización ácido - base es de tipo exotérmico. El calor de reacción está ubicado a la derecha.

III. La reacción de hidrólisis del etano C_2H_4, como el $\Delta H_{rxn} < 0$, entonces es de tipo exotérmica.

IV. La reacción de descomposición de fenodiol, $C_6H_4(OH)_2$, como $\Delta H_{rxn} > 0$, entonces es de tipo endotérmica.

Por lo tanto, tenemos dos reacciones endotérmicas y dos exotérmicas.

Rpta.: C

Resolución 67:

	$\overbrace{Li_2O}^{M=30}$	+	$\overbrace{H_2O}^{M=16}$	$\longrightarrow$	$\overbrace{2LiOH}^{\bar{M}=24}$
Dato	600g		540g		m_{LiOH}
Teórico	30g		18g		2(24)

Calcularemos el reactivo limitante con el siguiente cociente:

$$\phi \quad \frac{\text{cantidad dato}}{\text{cantidad teorico}}$$

$$\phi_{Li_2O} = \frac{600}{30} = 20 \quad \wedge \quad \phi_{H_2O} = \frac{540}{18} = 30$$

El menor ϕ es el reactivo limitante. Por lo tanto el limitante es el Li_2O

I. El reactivo limitante es el óxido de litio Li_2O.

$\rightarrow$ La proposición es falsa.

II. La masa de agua que queda sin reaccionar (por ser el reactivo en exceso) es de:

$$\Delta m_{agua} = 540g - 360g = 180g$$

$\rightarrow$ La proposición es verdadera.

III. $Li_2O + H_2O \longrightarrow 2LiOH$

600g $\longrightarrow m_{LiOH}$

30g $\longrightarrow 2(24)$

$\rightarrow m_{LiOH} = 960g$

$\rightarrow$ La proposición es verdadera.

La secuencia correcta es. FVV

Rpta.: D

Resolución 68: Para el siguiente proceso redox:

$$TiCl_{4(g)} + Mg_{(\ell)} \rightarrow Ti_{(g)} + MgCl_{2(\ell)}$$

Se reconoce los estados de oxidación de cada especie.

$$\overset{(+4)}{Ti}\,Cl_4 + \overset{(0)}{Mg} \rightarrow \overset{(0)}{Ti} + \overset{(+2)}{Mg}\,Cl_2$$

se reduce

se oxida

- Balance de átomos y cargas.

$$\times 1(\overset{+4}{Ti} + 4e^- \rightarrow Ti)$$

$$\times 2(Mg \rightarrow \overset{+2}{Mg} + 2e^-) \quad (+)$$

$$\overset{+4}{Ti} + 2Mg \rightarrow 2Mg + Ti$$

Llevando estos coeficientes a la ecuación química original tenemos:

$$TiCl_4 + 2Mg \rightarrow Ti + 2MgCl_2$$

Entonces la ecuación química balanceada es:

$\underbrace{TiCl_4}$	+	$\underbrace{2Mg}$	$\rightarrow$	$\underbrace{Ti}$	$+ \underbrace{2MgCl_2}$
Agente oxidante		Agente reductor		Especie reducida	Especie oxidada

I. El magnesio es el agente reductor y el tetracloruro de titanio es el agente oxidante. $\rightarrow$ La proposición es falsa.

II. Σ coeficientes de reactantes: $1 + 2 = 3$

$\rightarrow$ La proposición es falsa.

III. El número de electrones transferidos es ④

4 mol $e^- \rightarrow 2$ mol $MgCl_2$

2 mol $e^- \rightarrow 1$ mol $MgCl_2$

$\rightarrow$ La proposición es verdadera

IV. El titanio es la especie (forma) reducida y el cloruro de magnesio es la especie (forma) oxidada.

$\rightarrow$ La proposición es falsa

Rpta.: E

Resolución 69: Para el siguiente proceso redox, hallamos los estados de oxidación de las especies cambiantes

$$\overset{(+7)}{K}\overset{}{Mn}\overset{}{O_4} + \overset{6}{H_2}\overset{}{SO_4} + \overset{(-2)}{H_2}\overset{}{S} \rightarrow \overset{6}{K_2}\overset{}{SO_4} + \overset{(+2)6}{Mn}\overset{}{SO_4} + H_2O + \overset{(0)}{S}$$

se reduce

se oxida

Aquí tenemos presente que el anión SO_4^{2-} no se altera. Por ser el H_2SO_4 una sustancia muy corrosiva, es aquella que disuelve a los metales K y MN, por lo que se deduce que el $\overset{0}{S}$ proviene del H_2S.

$$(\overset{+7}{Mn} + 5e^- \rightarrow \overset{+2}{Mn}) \times 2$$

$$(\overset{-2}{S} \rightarrow \overset{0}{S} + 2e^-) \times 5$$

$$2Mn + 5S \rightarrow 2Mn + 5S$$

Llevando los coeficientes a la ecuación química original:

$$2KMnO_4 + 5H_2S + H_2SO_4 \rightarrow K_2SO_4 + 2MnSO_4 + 5S + H_2O$$

Por último, balanceamos por tanteo:

$$2KMnO_4 + 5H_2S + 3H_2SO_4 \rightarrow K_2SO_4 + 2MnSO_4 + 5S + 8H_2O$$

. Σcoef. prod. = 1 + 2 + 5 + 8 = 16

Rpta.: A

Resolución 70: Para el siguiente proceso redox.

$$HI + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow I_2 + MnSO_4 + K_2SO_4 + H_2O$$

Se reconoce los estados de oxidación cambiantes

$$\overset{(-1)}{H}\overset{}{I} + \overset{(+7)}{K}\overset{}{Mn}\overset{}{O_4} + H_2SO_4 \rightarrow \overset{(0)}{I_2} + \overset{(+2)}{Mn}SO_4 + K_2SO_4 + H_2O$$

se reduce

se oxida

* Balance de átomos y cargas.

$$\times 2(\overset{+7}{Mn} + 5e \rightarrow \overset{+2}{Mn})$$

$$\times 5(2\overset{-1}{I} \rightarrow \overset{0}{I_2} + 2e)$$

$$2\overset{+7}{Mn} + 10\overset{-1}{I} \rightarrow 5I_2 + 2\overset{+2}{Mn}$$

Llevando estos coeficientes a la ecuación química original tenemos:

$$10HI + 2KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow 5I_2 + 2MnSO_4 + K_2SO_4 + H_2O$$

Finalmente se hace el balance por tanteo:

$$\underset{\text{Agente reductor}}{10HI} + \underset{\text{Agente oxidante}}{2KMnO_4} + 3H_2SO_4 \rightarrow \underset{\text{Especie oxidada}}{5I_2} + \underset{\text{Especie reducida}}{2MnSO_4} + K_2SO_4 + 8H_2O$$

I. El cociente entre el coeficiente estequiométrico del agente reductor (HI) y el agente oxidante ($KMnO_4$) es .

$$\frac{\text{Agente reductor}}{\text{Agente oxidante}} = \frac{10}{2} = 5$$

→ La proposición es verdadera.

II. La especie o forma oxidada es el yodo metálico.

→ La proposición es verdadera.

III. Por relación estequiométrica:

$$10 \text{ mol } e^- \rightarrow 5 \text{ mol } I_2$$

$$x \rightarrow 1 \text{ mol } I_2$$

→ $x = 2$ mol e

→ La proposición es falsa.

IV. El coeficiente estequiométrico del agua es: 8

→ La proposición es verdadera.

. La secuencia correcta es: VVFV

Rpta.: A

Resolución 71: $K + H_2O \rightarrow K(OH) + H_2 + \text{Calor}$

I. Es una reacción de desplazamiento simple

→ La proposición es falsa

II. Balanceando:

$$2\overset{0}{K} + 2\overset{+1}{H}_2\overset{-2}{O} \rightarrow 2K(OH) + \overset{0}{H_2}$$

$+2e$ reducción

$-1e \times 2$ oxidación

Relación: $2\,mol\,K \longrightarrow 2\,mol\,e^-$

$1\,mol\,K \longrightarrow 1\,mol\,e$

→ La proposición es verdadera

III. Veamos: Σ coeficientes $2+2+2+1=7$

→ La proposición es falsa.

∴ La secuencia correcta es: VVF

Rpta.: B

Resolución 72: Para el siguiente proceso redox:

$$HNO_3 + HI \rightarrow I_2 + NO + H_2O$$

Se reconoce los estados de oxidación cambiantes:

$$\overset{+5}{H}\overset{}{N}\overset{}{O_3} + H\overset{-1}{I} \rightarrow \overset{0}{I_2} + \overset{+2}{N}O + H_2O$$

se reduce

se oxida

* Balance de átomos y cargas:

$$\times 2(4H^+ + NO_3^- + 3e^- \rightarrow NO + 2H_2O)$$

$$\times 3(2HI \rightarrow I_2 + 2H^+ + 2e^-)$$

$$6HI + 2NO_3 + 2H^+ \rightarrow 2NO + 3I_2 + 4H_2O$$

Llvando estos coeficientes a la ecuación química original, tenemos:

$$\underbrace{2HNO_{3(ac)}}_{\text{Agente oxidante}} + \underbrace{6HI_{(ac)}}_{\text{Agente reductor}} \rightarrow \underbrace{3I_{2(s)}}_{\text{Especie oxidada}} + \underbrace{2NO_{(g)}}_{\text{Especie reducida}} + 4H_2O_{(\ell)}$$

I. De acuerdo a la ecuación química balanceada se observa:

El I_2 es la especie oxidada.

→ La proposición es falsa.

II. El ácido hidrácido ($HI_{(ac)}$) es el agente reductor.

→ La proposición es falsa.

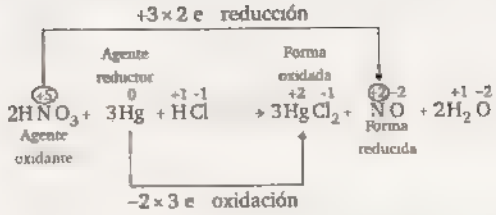
III. $\sum_{Prod.}^{Coef.} - \sum_{Reac.}^{Coef.} = 9 - 9 = 0$

→ La proposición es falsa.

∴ La secuencia correcta es. FFF

Rpta.: E

Resolución 73:



Se iguala el número de electrones ganados y perdidos, en este caso 6 e^- transferidos. Luego se hace un balance por tanteo:

$$2HNO_3 + 3Hg + 6HCl \longrightarrow 3HgCl_2 + 2NO + 2 \times 2H_2O$$

Hidrógeno

Cloro

Oxígeno

La ecuación balanceada es:

$$2HNO_3 + 3Hg + 6HCl \longrightarrow 3HgCl_2 + 2NO + 4H_2O$$

I. $R = \dfrac{\text{Ag. oxidante}}{\text{Coeficiente}} = \dfrac{HNO_3}{Hg} = \dfrac{2}{3}$

Coeficiente

Ag. reductor

→ La proposición es verdadera.

II La especie oxidada es el $HgCl_2$, cloruro de mercurio (II), que es una sal haloidea.

→ La proposición es verdadera.

III. De la estequiometría, tenemos:

$6\,mol\,e^- \longrightarrow 3\,mol\,Hg$

$2\,mol\,e^- \longrightarrow x$

→ x = 1 mol Hg

→ La proposición es verdadera.

IV. Los productos: → $3HgCl_2 + 2NO + 4H_2O$

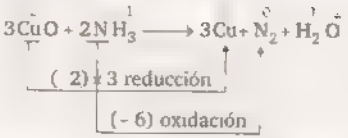
→ Σ coeficientes : 3 + 2 + 4 = 9

→ La proposición es falsa

∴ La secuencia correcta es: VVVF

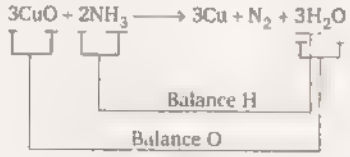
Rpta.: E

Resolución 74: Se verifica que átomo cambia su estado:



El número de electrones ganados y perdidos es igual al número de electrones transferidos, en este caso son 6 e .

La ecuación queda luego de balancear:



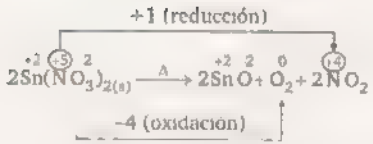
* El CuO se reduce, por lo que es el agente oxidante.
* El NH_3 se oxida, por lo que es el agente reductor.
* El Cu se obtiene luego de la reducción, por lo que es la forma reducida
* El N_2 se obtiene luego de la oxidación, por lo que es la forma oxidada.

Respondiendo: A) Verdadero B) Falso C) Falso
D) Falso E) Falso, se transfiere 6 mol de e

La alternativa correcta es la A.

Rpta.: A

Resolución 75:



A) Es una reacción redox por lo que los estados de oxidación cambian.
Es una reacción de descomposición debido a que solo un reactante se descomponen

→ La alternativa es correcta.

B) El nitrato de estaño es una sal oxisal, que en esta reacción se oxida y se reduce diferentes elementos, en este caso el N y O, dentro del tipo redox: redox intramolecular

→ La alternativa es correcta

C) Σ coeficientes . 2 + 2 + 1 + 2 = 7

→ La alternativa es correcta.

D) Se transfieren 4 mol de e .

→ La alternativa es correcta

E) La especie reducida es el NO_2.

→ La alternativa es incorrecta

. La alternativa INCORRECTA es E.

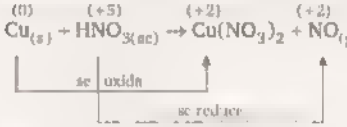
Rpta.: E

Resolución 76:

Para el siguiente proceso redox

$$Cu_{(s)} + HNO_{3(ac)} \rightarrow Cu(NO_3)_{2(ac)} + NO_{(g)} + H_2O_{(\ell)}$$

Su balance se desarrolla según:
Identificamos a las especies que se oxidan y reducen mediante la determinación de los estados de oxidación (E.O)



Balanceamos las semirreacciones en átomos y carga

$$3(Cu^{0} \rightarrow Cu^{+2} + 2e^-)$$
$$2(N^{+5} + 3e^- \rightarrow N^{+2})$$
$$3Cu + 2N^{+5} \rightarrow 3Cu^{+2} + 2N^{+2}$$

llevando los coeficientes a la ecuación química original

$$3Cu + 2HNO_3 \rightarrow 3Cu(NO_3)_2 + 2NO + H_2O$$

Al final hacemos un balance por tanteo

$$3Cu + 8HNO_3 \rightarrow 3Cu(NO_3)_2 + 2NO + 4H_2O$$

I. De acuerdo a la ecuación química balanceada el agente oxidante es el ácido nítrico (HNO_3).

→ La proposición es falsa.

II. El coeficiente estequiométrico del agua es 4

→ La proposición es verdadera

E&M

III. Por la relación estequiométrica:

$$6\,\text{mol e}^- \rightarrow 3\,\text{mol Cu}$$
$$x \rightarrow 1\,\text{mol Cu}$$
$$\therefore x = 2\,\text{mol e}^-$$

→ La proposición es verdadera.

IV $\sum \frac{\text{Coeficientes}}{\text{Estequiométricos}} = 3 + 8 + 3 + 2 + 4 = 20$

→ La proposición es verdadera

∴ La secuencia correcta es FVVV

Rpta.: E

Resolución 77:

Para el siguiente proceso redox

$$Al + H_2SO_4 \rightarrow Al_2(SO_4)_3 + H_2$$

Su balance se desarrolla según:

- Identificamos a las especies que se oxidan y reducen mediante la determinación de los estados de oxidación (E.O)

$$\overset{(0)}{Al} + \overset{(+1)}{H_2}SO_4 \rightarrow \overset{(+3)}{Al_2}(SO_4)_3 + \overset{(0)}{H_2}$$

se oxida

se reduce

- Balanceamos las semirreacciones en átomos y cargas

$$\times 1(\overset{(0)}{2Al} \rightarrow \overset{(+3)}{Al_2} + 6e^-)$$
$$\times 3(H_2 + 2e^- \rightarrow \overset{0}{H_2})$$
$$\overline{2Al + 3\overset{(+1)}{H_2} \rightarrow 3H_2 + \overset{(+3)}{Al_2}}$$

llevando los coeficientes a la ecuación química original

$$\underbrace{2Al}_{\text{Agente reductor}} + \underbrace{3H_2SO_4}_{\text{Agente oxidante}} \rightarrow \underbrace{Al_2(SO_4)_3}_{\text{Especie oxidada}} + \underbrace{3H_2}_{\text{Especie reducida}}$$

I. De acuerdo a la ecuación química balanceada el agente reductor es el número (Al).

→ La proposición es verdadera.

II. La especie reducida es H_2 y la especie oxidada es $Al_2(SO_4)_3$

→ La proposición es verdadera.

III. Por mol de agente reductor se requiere 1,5 moles de agente oxidante.

→ La proposición es falsa.

∴ La secuencia correcta es: VVF

Rpta.: A

Resolución 78:

$$\overset{M = 98\,g/mol}{\overbrace{H_2SO_4}} + \overset{M = 40\,g/mol}{\overbrace{2NaOH}} \longrightarrow \overset{M = 142\,g/mol}{\overbrace{Na_2SO_4}} + 2H_2O$$

100 g	100 g	(Dato)
98 g	40 g	(Teórico)
$\phi = \frac{100}{98}$	$\phi = \frac{100}{40}$	
$\phi = 1,02$	$\phi = 2,50$	

Se observa que el limitante es H_2SO_4

a) El reactivo limitante es el H_2SO_4.

b) De la estequiometría:

$$1\,\text{mol}\ H_2SO_4 \longrightarrow 1\,\text{mol}\ Na_2SO_4$$
$$98\,g \longrightarrow 142\,g$$
$$100\,g \longrightarrow m_{Na_2SO_4}$$

$$\therefore m_{Na_2SO_4} = 144,9 \approx 145$$

Rpta.: D

Resolución 79:

Para el siguiente proceso redox

$$I_2 + HNO_3 \rightarrow HIO_3 + NO_2 + H_2O$$

Su balance se desarrolla según:

Identificamos a las especies que se oxidan y reducen mediante la determinación de los estados de oxidación (E.O)

$$\overset{(0)}{I_2} + \overset{(+5)}{HNO_3} \rightarrow \overset{(+5)}{HIO_3} + \overset{(+4)}{NO_2} + H_2O$$

se oxida

se reduce

Balanceamos las semirreacciones en átomos y cargas

$$\times 1(\overset{(0)}{I_2} \rightarrow \overset{(+5)}{2I} + 10e^-)$$
$$\times 10(\overset{(+5)}{N} + 1e^- \rightarrow \overset{(+4)}{N})$$
$$\overline{I_2 + 10N \rightarrow 10N + I}$$

Llevando los coeficientes a la ecuación química original

$$I_2 + 10HNO_3 \rightarrow 2HIO_3 + 10NO_2 + H_2O$$

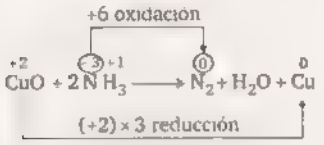
Al final hacemos un balance por tanteo

$$I_2 + 10HNO_3 \rightarrow 2HIO_3 + 10NO_2 + 4H_2O$$

∴ ∑coeficientes: 1 + 10 + 2 + 10 + 4 = 27

Rpta.: D

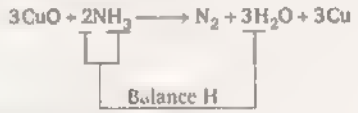
Resolución 80:



El número de electrones ganados y perdidos son iguales a los transferidos: 6 e⁻.

El NH_3 es el que se oxida, es el agente reductor.

Luego del balance redox la ecuación queda:



La ecuación luego de balancear por tanteo:

$$3CuO + 2NH_3 \longrightarrow N_2 + 3H_2O + 3Cu$$

∴ ∑ coeficientes: 1 + 3 + 3 = 7

Rpta.: B

Resolución 81:

$$Br^- + Cr_2O_7^{2-} \longrightarrow Cr^{3+} + Br_2 + H_2O$$

Se forma las semirreacciones de oxidación y reducción:

$$(2Br^- \xrightarrow{2e} Br_2) \times 3 \quad \text{(oxidación)}$$

$$14H^+ + Cr_2O_7^{2-} \xrightarrow{+6e} 2Cr^{3+} + 7H_2O \quad \text{(reducción)}$$

$$6Br^- + 14H^+ + Cr_2O_7^{2-} \longrightarrow 3Br_2 + 2Cr^{3+} + 7H_2O$$

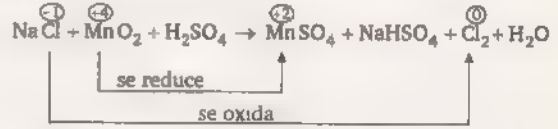
* Número de electrones transferidos: 6
* Suma de coeficientes.

→ ∑coeficientes: 6 + 14 + 1 + 3 + 2 + 7 = 33

∴ Secuencia correcta: 6 y 33

Rpta.: C

Resolución 82: Para el siguiente proceso redox hallamos los estados de oxidación de las especies cambiantes.



* Balanceamos átomos y cargas:

$$2\overset{-1}{Cl} \rightarrow Cl_2 + 2e$$

$$\overset{+4}{Mn} + 2e^- \rightarrow \overset{+2}{Mn}$$

$$2\overset{-1}{Cl} + \overset{+4}{Mn} \rightarrow \overset{+2}{Mn} + Cl_2$$

Llevamos los coeficientes a la ecuación química original, tenemos:

$$2NaCl + MnO_2 + H_2SO_4 \rightarrow MnSO_4 + NaHSO_4 + Cl_2 + H_2O$$

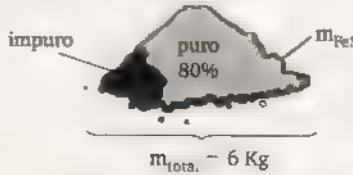
Por último balanceamos por tanteo:

$$2NaCl + MnO_2 + 3H_2SO_4 \rightarrow MnSO_4 + 2NaHSO_4 + Cl_2 + 2H_2O$$

$$\therefore \sum_{prod.}^{Coef.} - \sum_{reac.}^{Coef.} = 6 - 6 = 0$$

Rpta.: C

Resolución 83: La pirita de hierro tiene impurezas.



se deberá calcular por estequiometría

E&M

Balanceamos la ecuación química.

Estableceremos la relación de la masa de FeS_2 y la cantidad de moles de SO_2.

Consideraremos en el cálculo el rendimiento teórico de SO_2.

$\bar{M}$ 120

$$4FeS_2 + 11O_2 \longrightarrow 2Fe_2O_3 + \underbrace{8SO_2}$$

$$4 \times 120g \longrightarrow 8\ mol$$

$$m_{FeS_2} \longrightarrow \underbrace{\frac{100}{80} \times 60\ mol = 75\ mol}_{\text{rendimiento teórico}}$$

$$m_{FeS_2} = \frac{4 \times 120g \times 75}{8} = 4500g \times \frac{1Kg}{1000g} = 4,5Kg$$

$$m_{FeS_2} = 4,5\ K$$

$$\therefore \%\ \text{de pureza} = \frac{4,5Kg}{6Kg} \times 100 = 75\%$$

Rpta.: D

Resolución 84: I. $2Na + 2H_2O \longrightarrow 2Na(OH) + 1H_2$

(M) 46g ⟶ 36g

4,6g ⟶ x

⟶ x 3,6g

→ La proposición es verdadera.

II. $2Na + 2H_2O \longrightarrow 2Na(OH) + 1H_2$

($\bar{M}$) 46g ⟶ 80g

4,6g ⟶ x

⟶ x = 8g

$$\rightarrow n_{moles} = \frac{g}{\bar{M}} = 0,2$$

→ La proposición es verdadera.

III. $2Na + 2H_2O \longrightarrow 2Na(OH) + 1H_2$

(M) 46g ⟶ 2g

4,6g ⟶ x

→ x = 0,2g

⟶ $n_{(H_2} \quad \frac{0\ 2}{2} \quad 0,1$

A condiciones normales, podemos afirmar que:

y 2,24 L

→ La proposición es verdadera

IV. La solución tiene un carácter básico.

→ La proposición es falsa.

∴ La secuencia correcta: VVVF

Rpta.: D

Resolución 85: $6H_2O + 6CO_2 + \text{Luz solar} \longrightarrow 6O_2 + 1C_6H_{12}O_6$

(M) 264g ⟶ 180g

(m) m_{CO_2} ⟶ 0,9g

$$(264)(0,9) = (180)(m_{CO_2}) \rightarrow m_{CO_2} = 1,32$$

* Calculando el número de moles.

$$n_{(CO_2)} = \frac{1,32}{44} \quad 0,03\ mol$$

1 mol ⟶ 22,4 L

0,03 mol ⟶ V

$$\therefore V = 6,72 \times 10^{-1}\ L$$

* $6H_2O + 6CO_2 + \text{Luz solar} \longrightarrow 6O_2 + 1C_6H_{12}O_6$

($\bar{M}$) 192 ⟶ 180g

(m) m_{O_2} ⟶ 0,9g

m_{O_2} 0,96g

$$n_{(O_2)} = \frac{0,96}{32} = \frac{N^\circ\ \text{moléculas}}{6 \times 10^{23}}$$

N° moléculas $= 1,8 \times 10^{22}$

Rpta.: E

E&M

FONDO EDITORIAL RODO

Resolución 86: $4KO_2 + 2H_2O + 4CO_2 \longrightarrow 4KHCO_3 + 3O_2$

Determinamos la cantidad de CO_2 que puede convertir 100g de KO_2.

$$\begin{aligned} 4\,\text{mol}\,KO_2 &\longrightarrow 4\,\text{mol}\,CO_2 \\ 1\,\text{mol}\,KO_2 &\longrightarrow 1\,\text{mol}\,CO_2 \\ 75\,\text{g} &\longrightarrow 44\,\text{g} \\ 100\,\text{g} &\longrightarrow x \end{aligned}$$

$$\rightarrow m_{CO_2} = 58{,}66\,\text{g}$$

Calculamos la conversión en minutos:

$$0{,}95\,\text{Kg}\frac{CO_2}{\text{día}} \times \frac{1000\,\text{g}}{\text{Kg}} \times \frac{1\,\text{día}}{24\,\text{h}} \times \frac{1\,\text{h}}{60\,\text{min}} = 0{,}659\,\text{g/min}$$

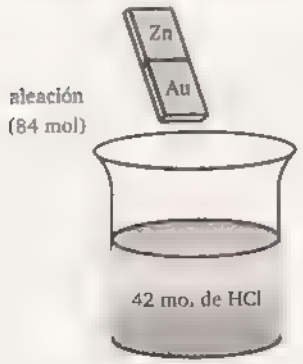
Calculamos el tiempo.

$$\begin{aligned} 1\,\text{min} &\longrightarrow 0.659\,\text{g} \\ t &\longrightarrow 58{,}66\,\text{g} \end{aligned}$$

$\therefore t = 89$ min

Rpta.: C

Resolución 87: Graficando y ordenando los datos tenemos



Entonces a partir de 42 mol de HCl se puede calcular los moles de Zn que reacciona, de los 84 moles de aleación.

FONDO EDITORIAL RODO

Entonces a partir de 42 mol de HCl se puede calcular los moles de Zn que reacciona, de los 84 moles de aleación.

$$Zn_{(s)} + 2HCl_{(ac)} \longrightarrow ZnCl_{2(ac)} + H_{2(g)}$$

$$\begin{aligned} 1\,\text{mol}Zn &\quad 2\,\text{mol}HCl \\ n_{Zn} &\quad 42\,\text{mol}HCl \end{aligned}$$

$$\rightarrow n_{Zn} = 21\,\text{mol}$$

Ahora, calculamos los moles de oro (Au).

$$n_{Au} = 84\,\text{mol} - 21\,\text{mol} = 63\,\text{mol}$$

$$\%P_{Au} = \frac{63\,\text{mol}}{84\,\text{mol}} \times 100\% = 75\%$$

Rpta.: D

Resolución 88:

$$1C_3H_{8(g)} + 5O_{2(g)} \rightarrow 3CO_{2(g)} + 4H_2O_{(\ell)}$$

$$\begin{aligned} 1(22{,}4\,\text{L}) &\text{———} 5\,\text{mol} \\ 48{,}4\,\text{L} &\text{———} x \end{aligned}$$

$x = 10{,}80$ mol O_2 que reacciona.

Presenta 20% de exceso $\rightarrow$ 12,96 mol O_2

$$\frac{n_{N_2}}{n_{O_2}} = 4 \rightarrow \frac{n_{N_2}}{12{,}96} = 4$$

$$\rightarrow n_{N_2} = 51{,}84\,\text{mol}\,N_2$$

$$n_{aire} = n_{N_2} + n_{O_2} = 64{,}8\,\text{mol}$$

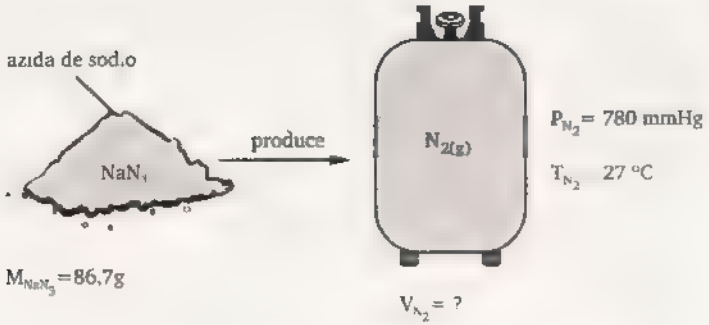
Reemplazando: $PV = RTn$

$$V = \frac{RTn}{P} = \frac{0{,}082 \times 293 \times 64{,}8}{\frac{755}{760}}$$

$\therefore V = 1567{,}7\,\text{L} \approx 1568\,\text{L}$

Rpta.: E

Resolución 89:



Es claro que el nitrógeno, N_2, no está en condiciones normales, pero con los datos que se tienen se puede calcular su volumen a partir de la ecuación universal (PV = RTn). Para ello solo falta conocer los moles de este gas, el cual se puede calcular a partir de los 86,7g de NaN_3 y la ecuación balanceada.

Ecuación balanceada

$$\bar{M} = 65$$

$$2NaN_{3(s)} \longrightarrow \overset{3\ mol}{2Na_{(s)} + 3N_{2(g)}}$$

Entonces

$$2 \times 65g\ NaN_3 \xrightarrow{\text{producen}} 3molN_2$$

$$86,7g\ NaN_3 \xrightarrow{\text{producen}} n_{N_2}$$

$$\rightarrow n_{N_2} = 2mol$$

Por ultimo, usando la ecuación universal para el N_2 tenemos

$$PV = RTn$$

$$(780mmHg)V_{N_2} = \left(62,4\ \frac{mmHg \times L}{mol \times K}\right)(300K)(2mol)$$

$$V_{N_2} = 48L$$

Rpta.: D

Resolución 90:

RECUERDE

El aire es una mezcla homogénea de O_2 y N_2 principalmente. En la combustión solo participa el O_2 como comburente, el cual representa el 20% en mol del aire empleado.

La ecuación no es dato, por ello debemos establecerla y luego balanceada

$$1C_6H_{6(\ell)} + \frac{15}{2}O_{2(g)} \longrightarrow 6CO_{2(g)} + 3H_2O_{(\ell)}$$

O también podemos usar cualquiera de las ecuaciones

$$2C_6H_{6(g)} + 15O_{2(g)} \longrightarrow 12CO_{2(g)} + 6H_2O(\ell)$$

los resultados son los mismos. Nosotros usaremos la primera.

Primer método

$$1molC_6H_6 \text{ ——— } \frac{15}{2}molO_2$$

$$\underbrace{10molC_6H_6}_{\text{dato}} \text{ ——— } n_{O_2}$$

$$\rightarrow n_{O_2} = 75mol$$

Esta cantidad es el 20% en moles de aire, por ello

$$75mol \quad 20\%$$

$$n_{aire} \quad 100\%$$

$$\rightarrow n_{aire} = 375mol$$

Por último

$$V_{aire}^{C.N} = 375mol\left(22,4\ \frac{L}{mol}\right)$$

$$V_{aire}^{C.N} = 8400L$$

Segundo método

$$\%n_{O_2} = \%V_{O_2}$$

Entonces

$1mol\ C_6H_6 \qquad \frac{15}{2} \times 22,4L\ O_2$

$10mol\ C_6H_6 \qquad V_{O_2}^{C.N.}$

$V_{O_2}^{C.N} = 1680L$

Este volumen representa el 20% del volumen de aire según lo dicho al inicio.
Por último

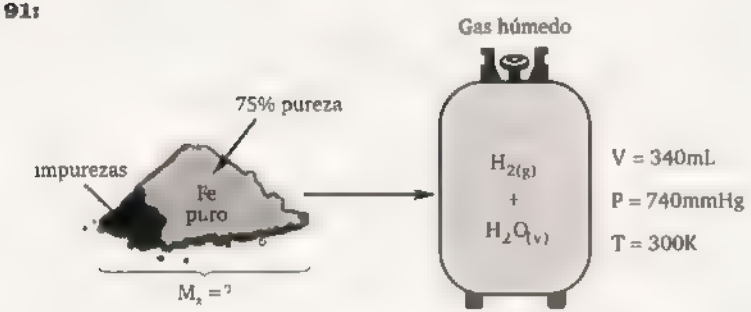
$1680L \qquad 20\%$

$V_{aire}^{C.N.} \qquad 100\%$

$V_{aire}^{C.N} = 8400L$

Rpta.: C

Resolución 91:



Lo primero es calcular la cantidad de H_2 (en mol o masa) a partir de los datos. Se trata de un gas húmedo saturado, por ello la presión de vapor de agua es de 27 mmHg. Entonces, según Dalton tenemos

$P_{total} = 740mmHg = P_{H_2} + 27mmHg$

$P_{H_2} = 713mmHg$

Usando la ecuación universal de los gases ideales calculamos sus moles.

$P_{H_2} \cdot V = n_{H_2} \cdot R \cdot T$

$(713mmHg)(0,34L) = n_{H_2}\left(62,4\frac{mmHg \times L}{mol \times k}\right)(300k)$

$\rightarrow n_{H_2} = 0,013mol$

Usando la ecuación calculamos la masa pura de hierro (Fe), es decir, el 75% de la masa que nos piden (m_x).

$\overline{M} = 56$

$1Fe_{(s)} + 1H_2SO_{4(ac)} \longrightarrow 1FeSO_{4(ac)} + 1H_{2(g)}$

$56gFe \text{ ——— } 1molH_2$

$m_{Fe}^{pura} \text{ ——— } 0,013molH_2$

$\rightarrow m_{Fe}^{pura} = 0,728g$

Por último tenemos

$0,728g \text{ ——— } 75\%$

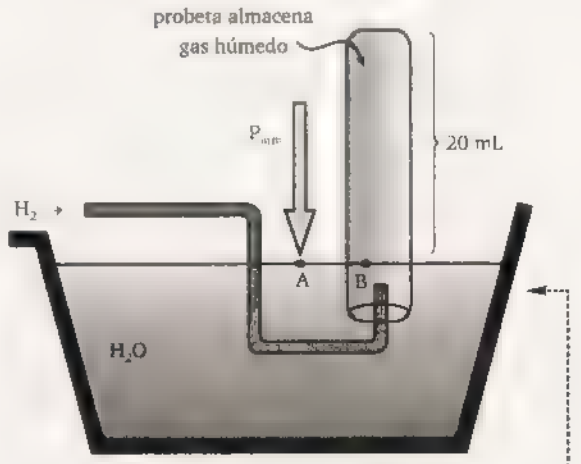
$m_x \text{ ——— } 100\%$

$m_x = 0,97g$

Rpta.: B

Resolución 92:

El gas recogido es húmedo ($H_2 + H_2O_{(v)}$)Se asume humedad relativa (HR) = 100%
El esquema permite justificar e igualar la presión en los puntos A y B, a la vez aplicar la ley de Dalton.



$T = 20°C + 273 = 293K$

$P_{H_2} + P_v = P_{atmosfera}$

$P_{H_2} + 17,5mmHg = 757,5mmHg$

$P_{H_2} = 740mmHg$

Usando la ecuación universal para H_2 en la unidad apropiada.

$$n_{H_2} = \frac{PV}{RT} = \frac{740 \times 20 \times 10^{-3}}{62,4 \times 293} = 8 \times 10^{-4} mol$$

Representa al rendimiento real

Apliquemos la ley de Proust para la masa pura y el rendimiento teórico según la ecuación química balanceada.

M = 65

$$1Zn + 2HCl \longrightarrow 1ZnCl_2 + 1H_2$$

$$1 \times 65g \text{ ——— } 1mol$$

$$m_{Zn} \text{ ——— } \underbrace{\frac{100}{90}}_{\text{Factor de rendimiento teórico}} 8 \times 10^{-4} mol$$

$$m_{Zn} = \frac{\frac{100}{90} 8 \times 10^{-4}}{1} \times 65g$$

$$m_{Zn} = 0,058g$$

Rpta.: A

Resolución 93: Se determina la masa pura del ácido sulfúrico H_2SO_4

$$m_{\substack{\text{ácido} \\ \text{concentrado}}} = DV = 1,84g/mL(250mL) = 460g$$

$$m_{\substack{\text{ácido} \\ \text{puro}}} = \frac{98}{100}(460g) = 450,8g$$

M = 63,5 $\quad\quad$ $\overline{M}$ 98

$$1Cu + 2H_2SO_4 \longrightarrow 1CuSO_4 + 1SO_2 + 2H_2O$$

$$1 \times 63,5g \text{ ——— } 2 \times 98g$$

$$m_{Cu_{puro}} \text{ ——— } 450,8g$$

$$m_{Cu_{puro}} = \frac{450,8 \times 63,5g}{2 \times 98} = 146g$$

$$\%m \quad \frac{m_{pura}}{m_{\text{mina}}} \times 100$$

Reemplazando tenemos

$$\%m = \frac{146}{160} \times 100 = 91,25\%$$

Rpta.: D

Resolución 94: 0 = 1(1"H"sustituible)

$$H_3PO_4 + NaOH \longrightarrow NaH_2PO_4$$

$$\#Eq \quad g(H_3PO_4) = \frac{m}{m \quad Eq} = \frac{m}{\frac{M}{\theta}}$$

$$\#Eq - g(H_3PO_4) \quad n \times \theta$$

$$\#Eq - g(H_3PO_4) = (0,25)(1)$$

$$\#Eq - g(H_3PO_4) \quad 0,25$$

Rpta.: A

Resolución 95: $m - Eq(M_2(SO_4)_x) = 57$

$m - Eq(M_2O_x)$??

Se cumple: $m - Eq(M_2(SO_4)_x) = m - Eq(M^x) + m - Eq(SO_4^{2-})$

$$57 = m - Eq(M^x) + \frac{PF(SO_4^{2-})}{2}$$

$$57 = m - Eq(M^x) + \frac{96}{2}$$

$$m - Eq(M^x) \quad 9$$

E&M

Determinación de la masa equivalente de óxido

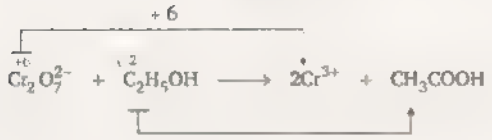
$$m\ Eq(M_2O_x) = m - Eq(M^x) + m - Eq(O^{2-})$$

$$m - Eq(M_2O_x) = 9 + 8$$

$$\therefore\ m - Eq(M_2O_x) = 17$$

Rpta.: A

Resolución 96:



$$\#Eq - g(Cr_2O_7^{2-}) = \#Eq - g(C_2H_5OH)$$

$$\#Eq - g(Cr_2O_7^{2-}) = \frac{m}{Pf}$$

$$\#Eq\ g(Cr_2O_7^{2-}) = \frac{4\ 6}{M}$$

$$\#Eq\ g(Cr_2O_7^{2-}) = \frac{4\ 6}{46}$$

$$2$$

$$\#Eq - g(Cr_2O_7^{2-}) = 0,2$$

Rpta.: B

Resolución 97: I Verdadero En la síntesis de Lavoisier.

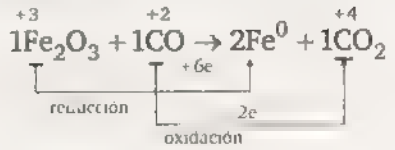
$$\overset{PE=2}{2H_2} + \overset{PE=8}{1O_2} \rightarrow 2H_2O$$

$$4g \quad 32g$$

$$\therefore\ 1g \quad 8g$$

Se observa que 1 g de H_2 químicamente equivalente a 8g de O_2.

II. Falso Sea la reacción redox



$$1Eq - g(Fe_2O_3) = Eq(Fe_2O_3)g$$

Se sabe

$$m\text{-}Eq(Fe_2O_3) = \frac{PF(Fe_2O_3)}{\#e^-\ transferidos} \quad (I)$$

De la reacción:

$$\#e^-\ transferidos\ por\ unidad(Fe_2O_3) = 6 \ \wedge\ PF(Fe_2O_3) = 160$$

Reemplazando datos en (I)

$$PE(Fe_2O_3) = \frac{160}{6} = 26,67$$

Por lo tanto, $1Eq - g(Fe_2O_3) = 26,67g$, esto debido a la transferencia de 6 mol e⁻ en la reacción por cada mol de Fe_2O_3

III Verdadero

Para realizar los cálculos de la masa consumida o formada en una reacción química según la estequiometría fue necesario balancear la ecuación química; al hacer uso de la ley de equivalentes se podría realizar estos mismos cálculos sin la necesidad de balancear la ecuación química, aun cuando solo se conozcan los datos parciales de una reacción química.

En la reacción.

$$A + B \rightarrow x + y$$

$$\#Eq\text{-}g(A) = \#Eq\text{-}g(B) = \#Eq\text{-}g(x) = \#Eq\text{-}g(y)$$

IV. Falso

En la reacción química anterior, según la ley de equivalencia

$$\#Eq\ g(A) = \#Eq\text{-}g(B) = \#Eq\ g(x) = \#Eq\text{-}g(y)$$

#Eq g (reactante) = #Eq-g (producto)

Según la estequiometría, generalmente el número de moles

$$n_{(A)} \neq n_{(B)} \neq n_{(x)} \neq n_{(y)}$$

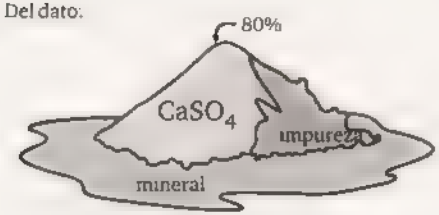
Rpta.: E

Resolución 98:

Nos piden #Eq-g(Ca) presente en el $CaSO_4$

$$\#\,Eq-g(Ca) = \frac{m_{(Ca)}}{m\text{–}Eq(Ca)} \quad (I)$$

Del dato:



$m_t = 340g$ (masa total)

Evaluamos la masa pura del $CaSO_4$

$$m_{CaSO_4} = 80\%m_t = 0{,}8 \cdot 340g = 272g$$

Luego evaluamos la masa de Ca

$$\overset{PF=136}{1mol\ CaSO_4} \longrightarrow \overset{PA=40}{1mol\ Ca}$$

teoría: $136g \longrightarrow 40g$

dato: $272g \longrightarrow m_{Ca}$

$$\rightarrow m_{(Ca)} = \frac{272 \cdot 40}{136}g = 80g$$

Sabemos que

$$m\text{–}Eq(Ca) = \frac{M.A(Ca)}{\theta}; \text{en } \overset{+2}{Ca}SO_4 (\theta = 2)$$

$$m\text{–}Eq(Ca) = \frac{40}{2} = 20$$

Reemplazando los valores calculados de $m_{(Ca)}$ y m–Eq(Ca) en (I) tenemos

$$\#\,Eq-g(Ca) = \frac{80}{20}Eq-g$$

$$\therefore \#\,Eq-g(Ca) = 4Eq-g$$

Rpta.: A

Resolución 99: Cálculo del Oxígeno en la combustión completa de 100 nol de metano CH_4.

$$CH_{4(g)} + 2O_{2(g)} \rightarrow CO_{2(g)} + 2H_2O_{(g)}$$

100 mol 200 mol

Pero ingresa con 20% de exceso respecto a la combustión completa.

$$n_{\underset{(ingresa)}{O_2}} = 200 + \frac{20}{100} \times 200 = 240 \text{ mol}$$

Cálculo del nitrógeno que ingresa junto al oxígeno.

240 mol ——— 21%

n_{N_2} ——— 79%

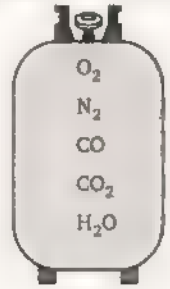
$$n_{N_2} = 903 \text{ mol}$$

En las combustiones mencionadas en el problema.

$$\underset{80\%(100\,mol)}{CH_{4(g)}} + \underset{160\,mol}{2O_{2(g)}} \rightarrow \underset{80\,mol}{CO_{2(g)}} + \underset{160\,mol}{2H_2O_{(g)}}$$

$$\underset{20\%(100mol)}{CH_{4(g)}} + \underset{30\ mol}{\frac{3}{2}O_{2(g)}} \rightarrow \underset{20\ mol}{CO_{(g)}} + \underset{40\ mol}{2H_2O_{(g)}}$$

Luego, en los gases emitidos por la chimenea de la cámara de combustión tenemos:



$O_2 \longrightarrow 240 - (160 + 30) = 50$ mol

$N_2 \longrightarrow 903$ mol

$CO \longrightarrow 20$ mol

$CO_2 \longrightarrow 80$ mol

$H_2O \longrightarrow 160 + 40 = 200$ mol

$n_{Total} = 1253$ mol

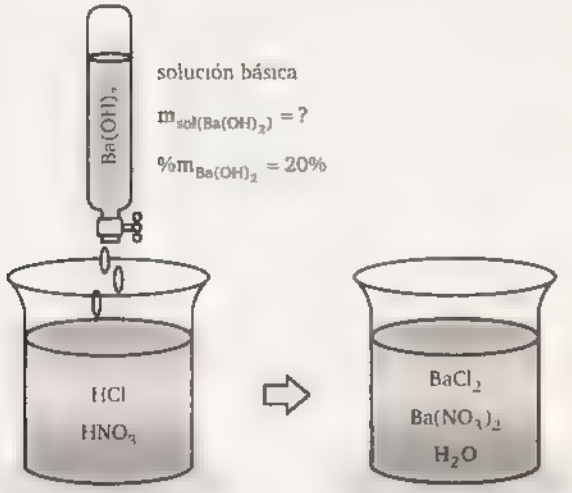
$$\%n_{CO_2} = \frac{80mol}{1253mol} \times 100 \quad 6{,}4\%$$

$$\%n_{CO} \quad \frac{20mol}{1253mol} \times 100 \quad 1{,}6\%$$

$$\%n_{H_2O} = \frac{200mol}{1253mol} \times 100 = 16{,}0\%$$

Rpta.: B

Resolución 100: Para la reacción de neutralización entre el HCl, HNO_3 con $Ba(OH)_2$ nos piden la $m_{Ba(OH)_2}$ utilizado en



$m_t = 39,8g$

$m_t = m_{HCl} + m_{HNO_3}$ ..... (I)

Por dato tenemos una mezcla equimolar

$n_{HCl} = n_{HNO_3}$ (mezcla equimolar)

$\frac{m_{HCl}}{M_{HCl}} \quad \frac{m_{HNO_3}}{M_{HNO_3}}$

$\frac{m_{HCl}}{36,5} \quad \frac{m_{HNO}}{63}$

$m_{HNO} = 1.726 m_{HCl}$ (II)

Reemplazando (II) en (I)

$m_{HCl} = 14,6g \quad \wedge \quad m_{HNO_3} = 25,2g$

En la reacción de neutralización total evaluamos la masa pura de $Ba(OH)_2$ mediante la siguiente igualdad

$\#Eq - g(HCl) + \#Eq - g(HNO_3) = \#Eq - g(Ba(OH)_2)_{total}$

$$\frac{m_{HCl}}{m\text{-}Eq(HCl)} + \frac{m_{HNO_3}}{m\text{-}Eq(HNO_3)} = \frac{m_{Ba(OH)_2}}{m\text{-}Eq(Ba(OH)_2)}$$

$$\frac{14,6}{36,5} + \frac{25,2}{63} = \frac{m_{Ba(OH)_2}}{85,5}$$

$\rightarrow m_{Ba(OH)_2} = 68,4g$

$$m_{sol(Ba(OH)_2)} = \frac{100}{20} . m_{Ba(OH)_2}$$

$m_{sol(Ba(OH)_2)} = 342g$

Rpta.: C

1 Respecto a las reacciones químicas, indique la secuencia correcta de verdad (V) o falsedad (F)

I Hay ruptura de enlaces y formación de nuevos enlaces químicos.
II En una reacción exotérmica se libera energía
III Las reacciones de combustion son endotérmicas

A) VVF B) FVF C) FVV
D) VVV F) VFF

2. De los siguientes fenómenos que se dan, indique aquellos que implican ocurrencia de una reaccion química

I Formacion de vapor al hervir el alcohol
II Limpieza de una herida con agua oxigenada
III Descargado de la bateria de un celular
IV Sublimación del yodo.

A) I, II y III B) II, III y IV C) III y IV
D) II y IV E) II y III

3. El anhídrido carbónico se combina con el agua absorbiendo un contenido calórico de reacción igual a 2600 kJ Si se forma acetileno, C_2H_2, y oxígeno molecular, indique cuál es la ecuacion sin balancear que explica lo anterior.

A) $CO + H_2O + 2600kJ \rightarrow C_2H_2 + O_2$
B) $CO_2 + H_2O \rightarrow C_2H_2 + O + 2600kJ$
C) $CO_2 + H_2O + 2600kJ \rightarrow C_2H_2 + O_2$
D) $CO + H_2O + C_2H_2 \rightarrow O_2 + 2600kJ$
E) $CO + H_2O + 2600kJ \rightarrow C_2H_2 + O_3$

4. En un vaso de precipitado se tiene una solución de nitrato de plata. Si se introduce una lámina delgada de zinc, se produce una reacción de ..... cuya ecuación química es

$Zn_{(s)} + AgNO_{3(ac} \rightarrow Zn(NO_3)_{2(ac)} + Ag_{(s)}$

Respecto a la ecuación podemos decir que hay ... reactantes, de tal modo que el zinc ... al ion plata

A)combinación cuatro no desplaza
B) desplazamiento dos desplaza.
C) síntesis – dos – se une.
D) metatesis cuatro desplaza
E) descomposicion dos-descompone

5. ¿Qué ecuación no corresponde a la denominacion dada?

A) $2H_2O_{(l)} \xrightarrow{\text{energía eléctrica}} 2H_{2(g)} + O_{2(g)}$
Descomposicion electrolitica

B) $Na_{(s)} + C_2H_5OH \rightarrow C_2H_5ONa + \frac{1}{2}H_{2(g)}$
Desplazamiento simple.

C) $KOH_{(ac)} + HCl_{(ac)} \rightarrow KCl_{(ac)} + H_2O_{(l)}$
Neutralización

D) $KClO_{3(s)} \rightarrow KCl_{(s)} + \frac{3}{2}O_{2(g)}$
Descomposición

E) $C_2H_2 + 2Cl_2 \rightarrow C_2H_2Cl_4$
Doble desplazamiento.

6. ¿Cuántos electrones balancean las siguientes semirreacciones, respectivamente?

$P_4 \longrightarrow P^{+5} + \ldots$

$S_8 + \ldots \longrightarrow S^{-2}$

A) 20; –8 B) 5, 2 C) 5; 4
D) 16, 20 E) 20, 16

7. Balancee por tanteo las siguientes reacciones químicas

I. $Fe + O_2 \rightarrow Fe_3O_4$
II. $C_6H_{12}O_6 \rightarrow C_2H_5OH + CO_2$
III $CO_2 + H_2O \rightarrow C_6H_{12}O_6 + O_2$

Luego, indique los mayores coeficientes enteros (mínimos) encontrados en cada ecuación, respectivamente.

A) 3, 3, 6 B) 3, 2,6 C) 2, 3, 6
D) 4, 2, 6 E) 2, 4, 10

8. Luego de balancear la siguiente ecuación química, determine el coeficiente de la forma oxidada, el agente oxidante y el número de electrones transferidos, respectivamente

$KMnO_4 + H_2O + KI \rightarrow MnO_2 + I_2 + KOH$

A) 2, 3 y 6 B) 4; 2 y 3 C) 3, 2 y 8
D) 3; 2 y 9 E) 3, 2 y 6

9. Luego de balancear la reacción redox

$As_2O_3 + H_2O + HNO_3 \rightarrow H_3AsO_4 + NO$

Indique la suma de los electrones transferidos y el coeficiente del agua.

A) 26 B) 24 C) 10
D) 19 E) 14

10. Luego de balancear la ecuación química, calcule la suma de los coeficientes del agente oxidante y la forma oxidada.

$H_2O + KNO_3 + Al + KOH \rightarrow NH_3 + KAlO_2$

A) 11 B) 14 C) 16
D) 6 E) 8

11 Respecto a la reacción química, indique la secuencia correcta de verdad (V) o falsedad (F) según corresponda.

I Los productos presentan propiedades químicas distintas en comparación a los reactantes
II. Se produce ruptura y formación de enlaces interatómicos.
III En algunos casos pueden darse a nivel de. núcleo

A) VVV B) FVV C) VFV
D) VVF E) FFV

12. Indique las proposiciones incorrectas en relación con las reacciones químicas

I Los reactantes solo pueden ser líquidos o gases.
II. La formación de interacciones intermoleculares dan origen a los productos.
III Los reactantes y productos tienen propiedades físicas diferentes, pero químicas iguales.

A) Solo I B) I y II C) Solo II
D) II y III E) I, II y III

13. Determine cuáles de las siguientes proposiciones corresponden a cambios químicos.

I. Digestión de los alimentos.
II. evaporación del alcohol
III fermentación de la chicha

A)401 B) 415 C)425
D) 438 E) 449

14. ¿Cuál de los siguientes procesos no es una reacción química?

A) respiración de los seres vivos.
B) oxidación de un clavo de hierro.
C) fermentación de un alimento.
D) licuación del gas propano
E) fotosíntesis de las plantas.

15. En los vehículos espaciales se utilizan hidroxido de litio sólido para eliminar el dióxido de carbono exhalado, la reacción produce carbonato de litio sólido y agua líquida. La reacción química sin balancear que describe el proceso es:

A) $Li(OH)_{2(s)} + CO_{2(g)} \rightarrow Li_2CO_{3(s)} + H_2O_{(v)}$

B) $Li(OH)_{2(s)} + CO_{2(g)} \rightarrow LiCO_{3(s)} + H_2O$

C) $Li(OH)_{(s)} + CO_{2(g)} \rightarrow Li_2CO_{3(s)} + H_2O_{(v)}$

D) $Li(OH)_{(s)} + CO_{2(g)} \rightarrow LiCO_{3(s)} + H_2O_{(l)}$

E) $Li(OH)_{3(s)} + CO_{2(g)} \rightarrow LiCO_{3(s)} + H_2O_{(v)}$

16. Señale las proposiciones correctas.

I. Reacción de descomposición
$2H_2O_{2(l)} \rightarrow 2H_2O_{(l)} + O_{2(g)}$

II. Reacción de metátesis
$H_2SO_{4(ac)} + BaCl_{2(ac)} \rightarrow BaSO_{4(s)} + 2HCl_{(ac)}$

III. Reacción de desplazamiento simple
$Br_{2(l)} + 2NaI_{(ac)} \rightarrow 2NaBr_{(ac)} + I_{2(s)}$

A) Solo I B) Solo II C) Solo III
D) I y II E) I, II y III

17. Señale los coeficientes de:
$Ni(OH)_3 + H_2CO_3 \rightarrow Ni_2(CO_3)_3 + H_2O$

A) 1 – 3 → 2 – 6 B) 1 5 → 2 6
C) 2 – 3 → 1 6
D) 1 3 → 1 – 6 E) 3 – 2 → 1 3

18. Respecto a las siguientes ecuaciones químicas, indique las reacciones de adición y descomposición, respectivamente

I. $Zn + H_2SO_4 \rightarrow ZnSO_4 + H_2$
II. $N_2 + O_2 \rightarrow NO_2$
III. $KOH + HCl \rightarrow KCl + H_2O$
IV. $CaCO_3 \rightarrow CaO + CO_2$

A) I y IV B) II y III C) III y IV
D) I y III E) II y IV

19. En una reacción redox se produce . . . . de electrones, donde la sustancia que se reduce ..... electrones y es un agente .

A) transferencia – gana oxidante.
B) compartición gana – reductor
C) transferencia – pierde oxidante.
D) compartición pierde – reductor.
E) transferencia gana - espectador.

20. Indique la secuencia correcta de verdad (V) o falsedad (F) respecto a las reacciones redox

I. La sustancia que se reduce transfiere electrones a la que se oxida.
II En la reducción se pierde electrones para que aumente el número de oxidación
III. La siguiente reacción es de tipo redox. $N_2O_4 \rightarrow 2NO_2$

A) VFV B) FVV C) FFV
D) VFF E) FFF

21 Indique cuál de las siguientes reacciones químicas no es redox.

A) $H_2 + O_2 \rightarrow H_2O$
B) $CH_4 + O_2 \longrightarrow CO_2 + H_2O$
C) $Mg + H_2SO_4 \longrightarrow MgSO_4 + H_2$
D) $N_2 + H_2 \longrightarrow NH_3$
E) $MgCO_3 \longrightarrow MgO + CO_2$

22. El hidrógeno, al combinarse con metales ..... y los halógenos, al combinarse con metales, se .. . .

A) oxida reducen
B) reduce oxidan
C) gasifica subliman
D) oxida oxidan
E) reduce reducen

23. Balancee por el método redox la ecuación química.
$HNO_3 + H_2S \longrightarrow NO + S_2 + H_2O$
e indique la siguiente relación molar.
$R = \frac{\text{agente oxidante}}{\text{agente reductor}}$

A) 3/2 B) 1/2 C) 8/3
D) 5/3 E) 3/8

24 Al balancear la ecuación química
$Ag + HNO_3 \longrightarrow AgNO_3 + NO + H_2O$
indique la suma del número de electrones transferidos y dé el coeficiente de la forma reducida

A) 3 B) 4 C) 5
D) 6 E) 7

25. Determine las moléculas de agua que se forman en la siguiente reacción.
$K_2Cr_2O_7 + HCl \longrightarrow KCl + CrCl_3 + Cl_2 + H_2O$

A) 4 B) 5 C) 6
D) 3 E) 7

26. Balancee la siguiente reacción redox
$KMnO_4 + HCl \rightarrow MnCl_2 + KCl + Cl_2 + H_2O$

A) 6; 8 B) 5; 8 C) 6, 10
D) 8; 10 E) 5; 12

27. ¿Cuántos gramos de benceno (C_6H_6) se requieren para obtener 372g de anilina, $C_6H_5NH_2$?
$C_6H_6 + HNO_3 + 3H_2 \rightarrow C_6H_5NH_2 + 3H_2O$
Masas atómicas
C = 12 ; O = 16 ; N = 14.

A) 312 B) 350 C) 400
D) 412 E) 624

28. El insecticida DDT se prepara a partir de la reacción
$CCl_3CHO + 2\underbrace{C_6H_5Cl}_{\text{clorobenceno}} \longrightarrow \underbrace{(ClC_6H_4)_2CHCCl_3}_{\text{DDT}} + H_2O$
Si se obtienen 886,25 kg del insecticida, calcule la masa de clorobenceno empleada.
$\overline{M}$ (C_6H_5Cl) = 112,5 g/mol
M (DDT) = 354,5 g/mol

A) 265,5 kg B) 380,0 kg
C) 426,5 kg
D) 562,5 kg E) 372,5 kg

E&M

FONDO EDITORIAL RODO

29. Dada la reacción:

$HCl + O_2 \longrightarrow H_2O + Cl_2$

¿Cuál es la masa de HCl se requiere para producir 0,2 mol de Cl_2?

PA (uma): Cl = 35,5 ; H = 1

A) 10,2g B) 11,8g C) 12,6g
D) 14,6g E) 7,3g

30. La fermentación de la glucosa $C_6H_{12}O_6$ produce alcohol etílico, C_2H_5OH

$C_6H_{12}O_6 \longrightarrow 2C_2H_5OH + 2CO_2$

¿cuántas moles de $C_6H_{12}O_6$ se requieren para obtener 147,2g de C_2H_5OH?

Datos de pesos atómicos:
O = 16 uma, C = 12 uma; H = 1 uma.

A) 2,0 B) 2,8 C) 2,4
D) 1,6 E) 3,2

31. En la electrólisis de la sal fundida (NaCl) se liberaron, en condiciones normales, 44,8 L de cloro (Cl_2).

Calcule la masa de la sal descompuesta.

$NaCl_{(\ell)} \xrightarrow{\text{electrólisis}} Na_{(\ell)} + Cl_{2(g)}$

PA (uma): Cl = 35,5 ; Na = 23

A) 634 g B) 564 g C) 432 g
D) 328 g E) 234 g

32. Cuántos gramos de oxidante se necesitan para reaccionar con 5 mol/g de reductor según.

$HNO_3 + H_2S \longrightarrow NO + S + H_2O$

A) 105 B) 210 C) 420
D) 102 E) 201

33. Calcule el volumen de oxígeno (O_2) necesario para obtener 28L de NO_2 si la reacción ocurre bajo presión y temperatura constante.

$NO_{(g)} + O_{2(g)} \longrightarrow NO_{2(g)}$

A) 12 L B) 14 L C) 16 L
D) 18 L E) 20 L

34. Para conseguir la combustión completa en un motor de reacción alimentado con butano (C_4H_{10}), se utilizaron 130L de aire. Determine la suma de volúmenes en los productos a presión y temperatura constante.

$C_4H_{10(g)} + O_{2(g)} \longrightarrow CO_{2(g)} + H_2O_{(g)}$

aire $\begin{cases} V_{(N_2)} = 80\% \\ V_{(O_2)} = 20\% \end{cases}$

A) 30 L B) 36 L C) 40 L
D) 26 L E) 46 L

35. En la producción del hipoclorito de sodio (NaClO), se emplearon 248,5g de Cl_2 y 240g de NaOH. Calcule la masa de hipoclorito de sodio que se obtendrá como máximo.

PA (uma): Cl = 35,5 , Na = 23.

$Cl_2 + NaOH \rightarrow NaCl + NaClO + H_2O$

A) 1222 g B) 223,5 g C) 444 g
D) 222 g E) 322 g

36. En la reacción de síntesis de Haber Bosh se combinaron, dentro de un reactor, 750L de nitrógeno y 900L de hidrógeno. Indique el reactivo limitante y el volumen producido de amoniáco. $N_{2(g)} + H_{2(g)} \longrightarrow NH_{3(g)}$

A) N_2; 400L B) H_2; 500L
C) H_2; 600L
D) N_2, 700L E) N_2; 800L

FONDO EDITORIAL RODO

37. Si mezclamos 10 gramos de HCl con 5g de NaOH, ¿cuántos gramos de HCl quedan sin reaccionar?

A) 4,9 B) 5,8 C) 6,0
D) 4,5 E) 5,4

38. Halle la masa del gas anhídrido sulfuroso (SO_2) que se podrá obtener en la tostación de 160g de pirita (FeS_2) al 75% de pureza

$4FeS_2 + 11O_2 \longrightarrow 8SO_2 + 2Fe_2O_3$

PA (uma) Fe = 56; S = 32; O = 16.

A) 123 g B) 124 g C) 125 g
D) 128 g E) 132 g

39. Un clavo de hierro de 40 g se cae a un recipiente con 73,5 g de ácido sulfúrico. Halle el porcentaje de clavo que no reacciona.

$Fe + H_2SO_4 \longrightarrow Fe_2(SO_4)_3 + H_2$

PA (uma). Fe = 56, S = 32; O = 16, H = 1

A) 70% B) 20% C) 25%
D) 30% E) 35%

40. A partir de 168g de hidruro de calcio (CaH_2), se obtuvieron 12g de gas hidrógeno. Calcule la eficiencia del proceso

$CaH_2 + H_2O \longrightarrow Ca(OH)_2 + H_2$

PA (uma): Ca = 40 ; H = 1

A) 90% B) 85% C) 70%
D) 80% E) 75%

41. Mediante la reacción química.

$Fe_2O_3 \longrightarrow Fe_3O_4 + O_2$

se tratan 3,84 TM de Fe_2O_3. ¿Qué masa de O_2 se obtuvo si el rendimiento del proceso fue del 50%?

PA (uma). Fe = 56, O = 16

A) 128 kg B) 32 kg C) 84 kg
D) 64 kg E) 168 kg

42. La combustión del propano se produce mediante la reacción química siguiente:

$C_3H_8 + O_2 \longrightarrow CO_2 + H_2O$

Por cada 2 moles de propano, el número de moles de dióxido de carbono obtenido con una conversión de 80% es

A) 3 B) 4,8 C) 2,4
D) 0,8 E) 0,66

43. En la síntesis de Haber – Bosch se hacen reaccionar 56g de N_2 y 15g de H_2, indique la cantidad del reactivo en exceso que no reacciona

$N_2 + H_2 \longrightarrow NH_3$

PA (uma): N = 14; H = 1.

A) 2 mol N_2 B) 3 mol H_2
C) 2 mol H_2
D) 1 mol N_2 E) 1,5 mol N_2

44. En un recipiente se tiene 100g de H_2 y 100g de O_2; con la ayuda de una chispa eléctrica, se da inicio a la síntesis de Lavoisier.
$H_2 + O_2 \longrightarrow H_2O$
Indique la masa de agua que se forma.
PA (uma): O = 16.

A) 112,5 g B) 125 g C) 200 g
D) 180 g E) 175 g

45. Calcule el volumen de SO_2 que se forma, medido en condiciones normales cuando se hace reaccionar 5 mol de FeS_2 y 15 mol de O_2, según la siguiente reacción:
$4FeS_2 + 11O_2 \longrightarrow 8SO_2 + 2Fe_2O_3$

A) 448 L B) 67,2 L C) 112 L
D) 224 L E) 336 L

46. Se realiza la combustión completa del propano según:
$C_3H_8 + O_2 \longrightarrow CO_2 + H_2O$
Si luego de la reacción se obtiene 30L de CO_2, calcule el volumen de aire que se utiliza en el proceso.
Composición volumétrica.
$O_2 = 20\%$; $N_2 = 80\%$

A) 180 B) 125 C) 230
D) 250 E) 500

47. Si se hace reaccionar 20L de metano (CH_4) con un exceso de oxígeno, calcule el volumen total de los productos según:
$CH_{4(g)} + O_{2(g)} \longrightarrow CO_{2(g)} + H_2O_{(v)}$

A) 50 L B) 60 L C) 70 L
D) 75 L E) 80 L

48. Si se hace reaccionar volúmenes iguales de SO_2 y O_2, halle el porcentaje en volumen que representa al SO_3 en la mezcla que se forma al final de la reacción. $SO_{2(g)} + O_{2(g)} \longrightarrow SO_{3(g)}$

A) 25,5% B) 33,3% C) 66,7%
D) 74,5% E) 88,3%

49. Determine la eficiencia de la siguiente reacción: $Fe(OH)_3 \longrightarrow Fe_2O_3 + H_2O$
Si a partir de 4 mol de hidróxido férrico se ha obtenido 224 gramos de óxido férrico.
PA (uma): Fe = 56; O = 16.

A) 60% B) 65% C) 70%
D) 75% E) 80%

50. Si se combinan 288g de Al_4C_3 con un exceso de H_2O según la siguiente reacción.
$Al_4C_3 + H_2O \longrightarrow Al(OH)_3 + CH_4$
Calcule la masa de $Al(OH)_3$ obtenido si la eficiencia de la reacción es del 75%.
PA (uma): Al = 27; C = 12; O = 16

A) 936 g B) 312 g C) 234 g
D) 468 g E) 624 g

51. Indique la cantidad de moles de KCN que se requiere para extraer 39,4g de oro (Au) mediante la siguiente reacción
$4Au + 8KCN + O_2 + 2H_2O \longrightarrow 4KAu(CN)_2 + 4KOH$
PA (uma): Au = 197, K = 39; C = 12; N = 14; O = 16, H = 1.

A) 0,441 B) 0,400 C) 0,284
D) 0,588 E) 0,662

52. Con relación a la ley de la conservación de la materia, ¿cuáles de las siguientes proposiciones son verdaderas?
I. El número total de átomos de los reactantes es igual al número total de átomos de los productos.
II. El número total de moles de los reactantes es igual al número total de moles de los productos.

A) Sólo III B) I y II C) I y III
D) II y III E) I, II y III

53. Se quema 177 mL de etanol, cuya densidad es de 0,78 g/mL. Halle la masa de dióxido de carbono que se obtiene, como máximo, según la siguiente reacción.
$C_2H_5OH_{(\ell)} + O_{2(g)} \rightarrow CO_{2(g)} + H_2O_{(g)}$
PA (uma): C = 12, H = 1; O = 16

A) 264 B) 312,6 C) 216,5
D) 126,2 E) 382,7

54. Mediante la siguiente reacción se obtiene fosfato sódico.
$Na_2O + P_2O_5 \longrightarrow Na_3PO_4$
A partir de 372g de Na2O y 710 kg de P2O5, ¿qué peso en kg de fosfato sódico se obtiene como máximo?
PA (uma): Na = 23; P = 31, O = 16

A) 472 B) 522 C) 656
D) 682 E) 715

55. ¿Cuántos litros de oxígeno O_2 se requieren para la combustión completa de una determinada cantidad de metano que produce 36L de dióxido de carbono CO_2?

A) 32 B) 35 C) 44
D) 72 E) 108

56. Se tiene una mezcla de gases formada por butano (C_4H_{10}) y etano (C_2H_6). Al quemar en combustión completa 60L de dicha mezcla, se utilizan 270 litros de oxígeno. Determine el volumen en litros de CO_2 producido si en el proceso la temperatura y presión permanecen constantes.

A) 150 B) 160 C) 170
D) 180 E) 200

57. El vidrio común puede obtenerse mediante la fusión del carbonato sódico (Na_2CO_3), piedra caliza ($CaCO_3$) y arena (SiO_2).
$Na_2CO_3 + CaCO_3 + SiO_2 \longrightarrow Na_2O \cdot CaO \cdot 6SiO_2 + CO_2$
Halle la masa de arena que será necesaria para fabricar 1000 botellas si por cada botella de vidrio se libera 42,9 gramos de CO_2
Masa molar (g/mol): Na = 23; C = 12; O = 16, Ca = 40, Si = 28

A) 152,8kg B) 175,5kg C) 129,25kg
D) 122,5kg E) 122,4kg

58. Dada la reacción química.
$CaCO_{3(s)} \longrightarrow CaO_{(s)} + CO_2$
calcule el volumen en litros del gas dióxido de carbono en condiciones normales que obtendrá mediante la descomposición térmica de 0,5 kg de piedra caliza ($CaCO_3$) al 60% de pureza Masas molares (g/mol):
$CO_2 = 44$; $CaO = 56$; $CaCO_3 = 100$

A) 22,4 B) 32,8 C) 55,1
D) 67,2 E) 89,6

E&M

59. Halle el porcentaje de impurezas en un mineral de hierro si a partir de 2 kg de dicho mineral se produce 50g de hidrógeno según la siguiente reacción

$Fe + HCl \longrightarrow FeCl_2 + H_2$

PA (uma): Fe = 56; Cl = 35,5, H 1

A) 30% B) 40% C) 50%
D) 70% E) 80%

60. En un reactor se produce ácido propiónico, C_2H_5COOH, por acidificación de la sal sódica, C_2H_5COONa, según

$C_2H_5COONa + HCl \longrightarrow C_2H_5COOH + NaCl$

Si inicialmente se carga el reactor con 192 kg de propionato de sodio y 36,5kg de HCl, ¿cuántos kg se obtienen del ácido y cuántos kg quedan del reactivo en exceso?

PA (uma): C = 12, H = 1 O = 16; Na = 23; Cl = 35,5

A) 84; 72 B) 74; 124
C) 74; 96
D) 84,5; 326,5 E) 168; 96

61. En la reacción química:

$NH_3 + O_2 \longrightarrow HNO_3 + H_2O$

se emplea 136g de amoníaco. Si se obtiene 362,88 g del ácido, determine el rendimiento de la reacción.

PA (uma): N = 14, O = 16

A) 65% B) 63% C) 70%
D) 72% E) 75%

62. ¿Cuántos litros de dióxido de carbono gaseoso, $CO_{2(g)}$ en condiciones normales se producirán al quemar 0,1 kg de coque que contiene 84% de carbono, $C_{(s)}$ si la reacción tiene un rendimiento del 90%?

$C_{(s)} + O_{2(g)} \longrightarrow CO_{2(g)}$

Masas atómicas. C = 12; O = 16

A) 22,4 B) 141,0 C) 149,0
D) 156,7 E) 179,2

63. Se determinó que a partir de 84g de $CO_{(g)}$ y 20g de $H_{2(g)}$ se logra obtener 36g de $CH_{4(g)}$ según la siguiente reacción:

$CO_{(g)} + H_{2(g)} \longrightarrow CH_{4(g)} + H_2O_{(v)}$

Halle el rendimiento de la reacción y la masa del reactivo en exceso que no se ha consumido.

PA (uma): C = 12; O = 16

A) 72%, 2,6g B) 75%; 3,5 g
C) 72%, 3,0 g
D) 75%; 2,0 g E) 80%, 5,0 g

64. Determine el valor de x si el peso equivalente del ácido triptópico H_3YO_x es 47,3

Masas atómicas: H=1; O=16; Y=75.

A) 1 B) 2 C) 3
D) 4 E) 5

65. Calcule el peso equivalente del agente reductor en la siguiente reacción:

$H_3S + HNO_3 \longrightarrow NO + S + H_2O$

PA (uma): S=32; N=14; O=16, H=1

A) 15 B) 17 C) 19
D) 21 E) 23

66. El peso equivalente de un cloruro metálico es al peso equivalente del óxido ferroso como 17 es a 9. Calcule el peso equivalente del metal.

PA (uma): Cl = 35,5, Fe = 56, O = 16

A) 28 B) 31 C) 32,5
D) 27,5 E) 31,75

67. El óxido de un metal contiene 71,47% en masa del metal. Calcule la masa equivalente de dicho metal.

Masa atómica del oxígeno: 16

A) 10 B) 20 C) 40
D) 80 E) 100

68. Si se sabe que 84,5 g de un elemento se combina exactamente con 20,8 g de oxígeno; calcule el peso equivalente del elemento.

A) 31 B) 26,5 C) 28
D) 32,5 E) 45

69. Se analiza la siguiente reacción

$Fe + V(OH)_4^+ \longrightarrow Fe^{+2} + \ldots$

Para realizar la reducción de 2,38g de $V(OH)_4^+$ se utilizó 2,24g de hierro. A partir de estos datos, halle el estado de oxidación del vanadio en el producto.

PA (uma): V=51; Fe=56, O=16; H=1

A) + 1 B) + 2 C) + 3
D) − 1 E) − 2

70. Calcule el peso equivalente del elemento E que forma el óxido E_2O_5, cuya masa molar es 153 g/mol

Masa atómica (O) = 16 uma.

A) 7,2 B) 14,4 C) 21.6
D) 28,8 E) 36,0

71 Para la siguiente reacción química:

$C_{(s)} + O_{2(g)} \longrightarrow CO_{2(g)}$

$\Delta H = -394$ kJ/mol.

Indique si las proposiciones son verdaderas (V) o falsas (F).

I. En una reacción de combustión completa
II. Por cada mol de CO_2 formado se libera 394 kJ de energía.
III. Si se invierte la reacción se absorben 394 kJ/mol de energía para formar productos.

A) FFV B) VFV C) FFF
D) FVV E) VVV

72. Señale la reacción química del tipo oxidorreducción

A) $KOH + Cr_2(SO_4)_3 \longrightarrow Cr(OH)_3 + K_2SO_4$

B) $NaOH + NH_4Cl \longrightarrow NaCl + NH_3 + H_2O$

C) $HCl + Ca(OH)_2 \longrightarrow CaCl_2 + H_2O$

D) $Fe_2O_3 + H_2 \longrightarrow Fe + H_2O$

E) $NH_4Cl \longrightarrow NH_3 + HCl$

73. Luego de balancear la reacción, indique la suma de coeficientes

$H_3PO_2 + Ca(OH)_2 \longrightarrow Ca_3(PO_4)_2 + H_2O$

A) 6 B) 8 C) 10
D) 12 E) 14

74. El cobre es un metal que se disuelve en ácido nítrico concentrado generando dióxido de nitrógeno, el cual es un gas tóxico de color pardo rojizo

$Cu_{(s)} + HNO_{3\,ac} \longrightarrow Cu(NO_3)_{2(ac)} + NO_{2(g)} + H_2O_{(\ell)}$

Luego de balancear la ecuación, determine la suma de coficientes del agente reductor y la forma reducida.

A) 2 B) 5 C) 4
D) 6 E) 3

75. Determine la relación

$F = \dfrac{\text{Coef (oxidante + reductor)}}{\text{forma reducida}}$

luego de balancear la siguiente ecuación química

$KMnO_4 + C_6H_{12}O_6 \longrightarrow CO_2 + MnO_2 + K_2CO_3 + H_2O$

A) 5/4 B) 4/5 C) 2/3
D) 3/2 E) 9/8

76. Sea la siguiente ecuacion iónica en un medio ácido:

$H_2SO_3 + MnO_4^- \rightarrow SO_4^{2-} + Mn^{2+}$

Calcule: $R = \dfrac{\text{coef.}(H^+)}{\text{coef.(agente reductor)}}$

A) 3/7 B) 5/8 C) 2/3
D) 5/4 E) 4/5

77 Balancee la siguiente ecuación quimica por el método de cambio en el estado de oxidacion y luego marque la proposición incorrecta

$KMnO_4 + H_2S + H_2SO_4 \longrightarrow MnSO_4 + S + H_2O + K_2SO_4$

A) El agente reductor pierde dos electrones por molécula
B) El agente oxidante gana cinco electrones por unidad formula
C) El coeficiente del ácido sulfurico es 1.
D) Se forma 4 mol de agua por mol de agente oxidante.
E) El numero de electrones transferidos es 10.

78. Luego de balancear la siguiente ecuación química, señale verdadero (V) o falso (F).

$P_4 + HClO \longrightarrow H_3PO_4 + Cl^-$

I Por cada mol de agente reductor se obtiene 4 mol de forma oxidada
II Se obtiene 10 mol de agua en los productos.
III La cantidad de electrones ganados por unidad de Cl es 2

A) VVF B) VVV C) FFF
D) FVV E) VFV

79. Luego de balancear la siguiente ecuación

$Cr(OH)_4^{1-} + H_2O_2 \xrightarrow{OH^-} CrO_4^{2-} + H_2$

Calcule la relación.

$K = \dfrac{\text{coef.(agente reductor)}}{\#e^- \text{ transferidos}}$

A) 0,33 B) 0,6 C) 8
D) 9,9 E) 3,3

80. Halle el numero de moles de la forma reducida por cada 5 moles de la forma oxidada obtenida en la siguiente reaccion en medio básico.

$MnO_4^- + I^- + H_2O \longrightarrow MnO_2 + IO_3^- + OH^-$

A) 2 B) 3 C) 6
D) 8 E) 10

81. Indique verdadero (V) o falso (F) a consecuencia de la Ley de Lavoisier.

I. La composición de las sustancias se mantiene en una reacción.
II. Se conserva la masa y energía durante la reacción química
III El numero de moles de atomos de los reactantes es igual al de los productos.

A) FFF B) FFV C) FVF
D) FVV E) VVV

82. Una mezcla de 28 g de Fe y 24 g de S_8 fue calentada produciéndose la siguiente reaccion $Fe + S_8 \longrightarrow FeS$

Determine el reactivo limitante y la de masa maxima FeS producido
PA (uma): Fe = 56; S = 32

A) S_8 y 44g B) Fe y 44g C) Fe y 22g
D) S_8 y 88g E) Fe y 28g

83. En la combustión del alcohol etílico (C_2H_5OH) se formaron 440g de CO_2

$C_2H_5OH + O_2 \longrightarrow CO_2 + H_2O$

¿Cuál es la masa de oxígeno gaseoso que se requirió? Masa atómica (uma): C = 12 ; O = 16 ; H = 1.

A) 480 g B) 240 g C) 196 g
D) 420 g E) 440 g

84. Analice la veracidad (V) o falsedad (F) de las siguientes proposiciones

I. En la formación del óxido férrico (Fe_2O_3) se cumple la ley de Proust.
II El reactivo limitante determina la máxima cantidad de producto a formarse.
III Todos los cálculos estequiométricos se realizan a partir del reactivo en exceso

A) VFV B) VFF C) FVF
D) FVV E) VVV

85. A 25 °C y 1 atm se queman 20 L de propano (C_3H_8). ¿Qué volumen de aire se requiere en las mismas condiciones de presión y temperatura?

$C_3H_{8(g)} + O_{2(g)} \longrightarrow CO_{2(g)} + H_2O_{(\ell)}$

La composición volumétrica del aire es O2 = 20%, N = 79% Ar = 1%

A) 500 L B) 400 L C) 800 L
D) 100 L E) 600 L

86. Una muestra de 700g de acero produce 15 moles de hidrógeno al reaccionar con un exceso de ácido clorhídrico. Determine el porcentaje de pureza del hierro en el acero si la reacción que ocurre es

$Fe_{(s)} + HCl_{(ac)} \longrightarrow H_{2(g)} + FeCl_{3(ac)}$

Masa atómica (Fe) = 56 uma

A) 80% B) 60% C) 50%
D) 75% E) 20%

87. Una forma fácil de obtener el oxígeno a nivel de laboratorio es calentando clorato de potasio.

$$KClO_{3(s)} \xrightarrow{calor} KCl_{(s)} + O_{2(g)}$$

Si se calientan 200 g de $KClO_3$ con 80% de pureza, ¿cuál es el volumen de oxígeno obtenido a condiciones normales? Masas molares (g/mol): K = 39; Cl = 35,5; O = 16.

A) 54,85 L B) 27,43 L C) 34,86 L
D) 21,94 L E) 43,88 L

88. La combustión del amoniaco queda representada por la siguiente ecuación:

$$NH_{3(g)} + O_{2(g)} \longrightarrow NO_{(g)} + H_2O_{(g)}$$

Si agregamos al reactor químico 20 L de NH_3 y 30 L O_2 a 120 °C y 2 atm, determine el máximo volumen de NO producido en las mismas condiciones. Indique, además, si la combustión fue completa.

A) 20 L, no B) 25 L; no C) 20 L; sí
D) 25 L; sí E) 30 L, no

89. Se hace reaccionar 20L de SO_2 con 30L de O_2, según:

$$SO_{2(g)} + O_{2(g)} \longrightarrow SO_{3(g)}$$

determine el porcentaje en volumen del trióxido de azufre al final del proceso si la presión y temperatura permanecen constantes.

A) 60% B) 50% C) 70%
D) 45% E) 65%

90. Se tienen 250 toneladas de caliza al 80% de pureza de $CaCO_3$. Si al descomponerse por efecto del calor producen 66 toneladas de CO_2, calcule el rendimiento de la reacción.

$$CaCO_{3(s)} \longrightarrow CaO_{(s)} + CO_{2(g)}$$

Masa molar (g/mol): $CaCO_3$ = 100, CO_2 = 44.

A) 75% B) 50% C) 80%
D) 70% E) 60%

91. En la metalurgia del hierro, uno de los procesos consiste en la reducción de la hematita (mineral que contiene 75% de Fe_2O_3) con monóxido de carbono según la reacción.

$$Fe_2O_3 + CO \longrightarrow CO_2 + Fe$$

A partir de 600 g de hematita, ¿cuál es la masa de hierro obtenido con una eficiencia de 80%?
M.A(uma): Fe = 56; O = 16.

A) 315 g B) 420 g C) 336 g
D) 252 g E) 210 g

92. Se realiza la siguiente reacción en fase gaseosa

$$SO_{2(g)} + O_{2(g)} \longrightarrow SO_{3(g)}$$

Si inicialmente se tenían 224 L de SO_2 en condiciones normales y se producen 8 moles de SO_3, calcule el porcentaje de eficiencia del proceso.

A) 80% B) 50% C) 70%
D) 90% E) 60%

93. En la síntesis del hexafloruro de azufre (SF_6), se obtuvieron 24,82 g de esta sustancia a partir de 22,8 g de flúor y 9,6 g de azufre. ¿Cuál es la eficiencia de la reacción?

$$S_{(g)} + F_{2(g)} \longrightarrow SF_{6(g)}$$

Masas atómicas: S = 32; F = 19

A) 80% B) 65% C) 70%
D) 75% E) 85%

94. Indique cuántos m^3 de $CO_{(g)}$, en condiciones normales, se producirán por cada tonelada métrica de coque que contiene 80% de carbono, si la eficiencia del proceso es 90%.

$$H_2O_{(g)} + C_{(s)} \longrightarrow CO_{(g)} + H_{2(g)}$$

A) 22,4 B) 2240 C) 1120
D) 560 E) 1344

95. A 25 °C y 1 atm se queman 5 m^3 de una mezcla gaseosa formado por propano (C_3H_8) y etano (C_2H_6). Calcule el volumen de etano consumido si se obtuvo 12 m^3 de CO_2 a las mismas condiciones de presión y temperatura.

A) 1 m^3 B) 2 m^3 C) 5 m^3
D) 4 m^3 E) 6 m^3

96. Se calientan 163,34 g de $KClO_3$ con 25% de impurezas. ¿Qué volumen de O_2 se obtiene a 25 °C y 2 atm, si la eficiencia fue de 80%?

$$KClO_{3(s)} \xrightarrow{calor} KCl_{(s)} + O_{2(g)}$$

A) 33,6 L B) 22,4 L C) 19,55 L
D) 26,88 L E) 31,65 L

97. ¿Cuántos gramos de hierro al 80% de pureza deben oxidarse para formar 464 g de Fe_3O_4 con una eficiencia del 75%?

$$Fe + O_2 \longrightarrow Fe_3O_4$$

M. A. O = 16; Fe = 56

A) 336 B) 420 C) 448
D) 540 E) 480

98. En la estratosfera se realiza la formación del ozono según:

$$O_{2(g)} \longrightarrow O_{3(g)}$$

Inicialmente se tenían 6 m^3 de O_2. Calcule el volumen de O_3 formado si el volumen final fue de 5,5 m^3.

A) 1 m^3 B) 2 m^3 C) 3 m^3
D) 2,5 m^3 E) 6 m^3

99. Determine el valor de x si la masa equivalente del ácido triprótico H_3PO_x es 32,67
M. A: P = 31; O = 16; H = 1.

A) 4 B) 1 C) 2
D) 5 E) 3

100. Determine la masa equivalente de un elemento E que forma el óxido E_2O_5 cuya masa molar es 148 g/mol.

A) 3,4 B) 6,8 C) 5,3
D) 18,1 E) 9,1

E&M

CLAVES

1	A	26	D	51	B	76	E
2	E	27	A	52	C	77	D
3	C	28	D	53	A	78	E
4	B	29	D	54	C	79	A
5	E	30	D	55	D	80	E
6	E	31	E	56	B	81	D
7	B	32	B	57	B	82	B
8	E	33	B	58	D	83	A
9	D	34	B	59	A	84	D
10	A	35	B	60	C	85	A
11	D	36	C	61	D	86	A
12	E	37	E	62	B	87	E
13	B	38	D	63	D	88	C
14	D	39	D	64	D	89	B
15	C	40	E	65	B	90	A
16	E	41	D	66	C	91	D
17	C	42	B	67	B	92	A
18	E	43	D	68	D	93	E
19	A	44	B	69	A	94	E
20	E	45	C	70	A	95	D
21	E	46	C	71	E	96	C
22	E	47	C	72	D	97	C
23	A	48	C	73	D	98	A
24	B	49	D	74	E	99	A
25	E	50	C	75	E	100	B

EXÁMENES DE ADMISIÓN UNI

UNI - 2010 - II

PROBLEMA 01: Una solución acuosa de una sal de platino se electroliza pasando una corriente de 1,5 amperios durante 1,5 horas, produciéndose 4,09 g de platino metálico. ¿Cuál es el estado de oxidación del platino en la solución inicial?
Masa molar atómica: Pt = 195,09 g/mol.
1 Faraday = 96 500 C

A) + 1 B) + 2 C) + 3
D) + 4 E) + 5

Resolución: Se trata de la electrólisis de una solución acuosa de una sal de platino donde éste está como catión Pt^{+x}.

En el cátodo hay reducción del catión Pt^{+x}.

$$Pt^{+x}_{(ac)} + xe^- \longrightarrow Pt_{(s)}$$

Según los datos tenemos:

$I = 1,5A$

$t = 1,5h$

$m_{Pt} = 4,09g$

Sabemos que: $Q = I \times t$

$$PE(Pt) = \frac{195,09}{x}$$

Por teoría: $96500C \longrightarrow \frac{195,09}{x}g$

Por dato: $1,5 \times 1,5 \times 3600\,C \longrightarrow 4,09g$

Efectuando: $$\frac{195,09}{x} = \frac{96500 \times 4,09}{8100}$$

$$\frac{195,09}{x} = 48,73$$

$\therefore x = +4$

Rpta.: A

PROBLEMA 02: Se dan los siguientes elementos con sus números atómicos $_9F$, $_{17}Cl$ y $_{19}K$.
Indique cuáles de las siguientes proposiciones son verdaderas:

I. Los elementos F y K pertenecen al mismo período.
II. La electronegatividad del elemento F es menor que la del Cl.
III. El radio atómico del K es mayor que el de F.

A) Sólo I B) Sólo II C) Sólo III
D) I y II E) II y III

Resolución: Primero, ubicamos estos elementos en la tabla periódica con la ayuda de su configuración electrónica.

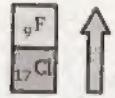
Elemento	Configuración electrónica	Ubicación
$_{19}K$	$[Ar]4s^1$	período:4 grupo:IA
$_{17}Cl$	$[Ne]3s^2 3p^5$	período:3 grupo:VIIA
$_9F$	$[He]2s^2 2p^5$	período:2 grupo:VIIA

Luego, analizando las proposiciones tenemos:

I. Los elementos F y K pertenecen a distintos períodos.

→ La proposición es falsa.

II. El F y Cl son halógenos, mismo grupo (VIIA).



Aumenta la electronegatividad (EN).
$EN_F > EN_{Cl}$

→ La proposición es falsa.

III. El elemento K está en ele grupo IA (muy a la izquierda) y en un período mayor, por ello presenta mayor radio atómico

→ La proposición es verdadera.

$\therefore$ Sólo III es correcta.

Rpta.: C

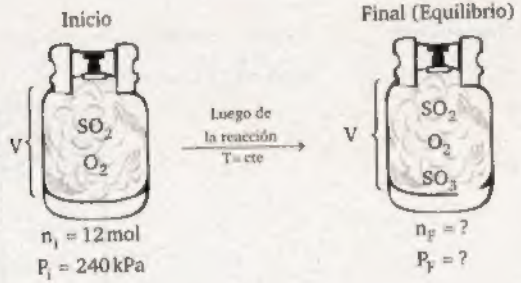
PROBLEMA 03: Al mezclar 8 moles de $SO_{2(g)}$ con 4 moles de $O_{2(g)}$ a 240 kPa de presión, reacciona al 80% de cada reactante y se forma $SO_{3(g)}$.

Calcule la presión total, en kPa, cuando la reacción llega al equilibrio.

$$SO_{2(g)} + O_{2(g)} \quad SO_{3(g)} \text{ (Sin balancear)}$$

A) 64 B) 128 C) 160
D) 176 E) 198

Resolución:



Mediante la ecuación universal de los gases tenemos:

$$\frac{P_i V_i}{P_F V_F} = \frac{n_i RT_i}{n_F RT_F}$$

Se obtiene: $\frac{P_i}{P_F} = \frac{n_i}{n_F}$ (1)

Hallando la cantidad de moles finales, podemos determinar que la presión final del sistema, esto se realiza mediante el proceso químico:

Ecuación	$2SO_{2(g)}$ +	O_2	$2SO_{3(g)}$
Moles iniciales	8 mol	4 mol	0
Moles que reaccionan y se forman	0,8(8 mol)	0,8(4 mol)	
	6,4 mol	3,2 mol	6,4 mol
Cantidad final de moles	1,6 mol	0,8 mol	6,4 mol

Se concluye: $n_F = 1,6 + 0,8 + 6,4 = 8,8$ mol

Reemplazando en (1), tenemos:

$$\frac{240\,kPa}{P_F} = \frac{12\,mol}{8,8\,mol}$$

$\therefore P_F = 176\,kPa$

Rpta.: D

PROBLEMA 04: La elevada dureza del diamante se debe a que:

I. En la red cristalina tridimensional se presentan fuertes enlaces covalentes sencillos carbono – carbono.
II. Presenta capas de celdas hexagonales de átomos de carbono, las cuales se unen entre sí mediante enlaces deslocalizados.
III. Presenta fuertes enlaces electrostáticos entre los átomos que forman la red cristalina.

Son correctas:

A) Sólo I B) Sólo II C) I y II
D) II y III E) I, II y III

Resolución:

El diamante es un sólido en el que cada átomo de carbono tiene hibridación sp3 uniéndose a 4 átomos de carbono. Esta estructura se repite tridimensionalmente formando una red cristalina covalente.

La gran intensidad de los enlaces covalentes (naturaleza electromagnética) explica el elevado punto de fusión (mayor a 3500 °C), la alta dureza, entre otras propiedades del diamante.

En las proposiciones:

I. Correcta.
II. Incorrecta.
III. Incorrecta.

$\therefore$ Sólo I es correcta.

Rpta.: A

PROBLEMA 05: Dadas las siguientes proposiciones referidas a la molécula del SO_3:

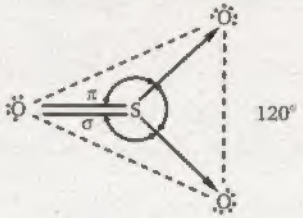
I. Tiene tres enlaces sigma y un enlace pi.
II. Presenta geometría molecular trigonal planar.
III. Tiene ángulos de enlace de 90°.

Datos: Números atómicos: O = 8; S = 16.

Son correctas:

A) Sólo I B) Sólo III C) Sólo III
D) I y II E) I y III

Resolución: El anhídrido sulfúrico, SO3, tiene la siguiente estructura molecular.



De acuerdo a su estructura, se concluye:

I. Presenta tres enlaces sigma (σ) y un enlace pi (π).

La proposición es correcta.

II. El SO_3 tiene geometría molecular tipo plana trigonal.

La proposición es correcta.

III. Los ángulos de enlaces O – S – O son de 120°.

La proposición es incorrecta.

∴ Son correctas: I y II

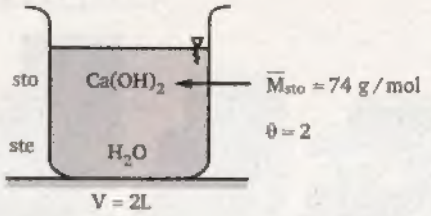
Rpta.: D

PROBLEMA 06: ¿Cuántos gramos de hidróxido de calcio, $Ca(OH)_2$, se requiere para preparar 2 litros de solución acuosa de $Ca(OH)_2$ 0,5N?

Masa molar: $Ca(OH)_2 = 74$

A) 17 B) 27 C) 37
D) 47 E) 57

Resolución: Según los datos, tenemos la siguiente solución:



$$M = \frac{N}{\theta} = \frac{0,5}{2} = 0,25 \text{ mol/L}$$

Se sabe que: $\text{Molaridad} = \frac{n_{Ca(OH)_2}}{V_{solución}}$

Reemplazando valores: $0,25\frac{mol}{L} = \frac{\left(\frac{m}{74g/mol}\right)}{2L}$

$\therefore\ m = 37\,g$

Rpta.: C

E&M

TEMARIO QUÍMICA

Aritmética (15 folletos)
Álgebra (15 folletos)
Geometría (14 folletos)
Trigonometría (17 folletos)
Raz. Matemático (18 folletos)
Física (16 folletos)
Química (17 folletos)

- 140 páginas
- Marco teórico completo.
- 100 problemas resueltos
- 100 problemas propuestos con claves.
  Básico - Intermedio - Avanzado
- Exámenes de admisión resueltos.

N°	TEMAS
1	Materia y Energía
2	El Átomo - Modelos atómicos - Química Nuclear
3	Configuración Electrónica - Números Cuánticos
4	Tabla Periódica y sus Propiedades
5	Formulación y Nomenclatura Inorgánica
6	Cálculos Químicos
7	Enlace Químico - Geometría y Fuerzas Intermoleculares
8	Estados Condensados de la Materia
9	Estado Gaseoso - Mezcla de Gases
10	Reacciones Químicas - Estequiometría
11	Sistemas Dispersos - Soluciones
12	Cinética - Equilibrio Químico
13	Ácidos y Bases
14	Electroquímica
15	Petróleo e Hidrocarburos
16	Compuestos Orgánicos Nitrogenados y Oxigenados
17	Contaminación - Química Aplicada

Telf.: 424 - 6350
Cel.: 992 - 796104
Editorial RODO - Oficial
editorialrodo@gmail.com